



**Junta de
Castilla y León**



**Enunciados de las cuestiones y de los problemas
propuestos en las**

OLIMPIADAS DE QUÍMICA de Castilla y León

Desde el curso 1996-1997 hasta el 2015-2016

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 1996-1997

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

01.- ¿Cuáles de las siguientes especies químicas tendrán la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

- a) Na
- b) Ca^{2+}
- c) Ar
- d) Se^{2-}
- e) S^{2-}

02.- Un electrón se caracteriza por los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$. Con respecto a él podemos afirmar:

- a) Se encuentra en el orbital 3d.
- b) Se encuentra en un orbital 3p.
- c) Se encuentra en un orbital 4p.
- d) En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con estos mismos valores de n y l .
- e) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con estos mismos valores de n y l .

03.- Se desea preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,25 M a partir de un ácido comercial del 98 % y 1,836 g/mL. Para ello se ha de tomar de la botella de ácido comercial:

- a) 1,36 mL
 - b) 2,45 mL
 - c) 2,5 g
 - d) 4,50 mL
- S = 32,066; O = 15,999; H = 1,0079

04.- Se disuelven 5 g de cloruro sódico en 100 mL de agua. ¿Qué se habrá originado?

- a) Una sustancia pura.
- b) Un compuesto químico.
- c) Una mezcla homogénea.
- d) Una disolución.
- e) Una dispersión coloidal.

05.- La masa atómica del oxígeno es 15,999. Esto significa:

- a) Que un átomo de oxígeno tiene una masa de 15,999 gramos.
- b) Que cada uno de los átomos de oxígeno que existen tiene una masa de 15,999 unidades de masa atómica (u.m.a).
- c) Que 1 mol de átomos de oxígeno tiene una masa de 15,999 u.m.a.
- d) Que la masa isotópica media del oxígeno es 15,999/12,000 mayor que la del isótopo más abundante del carbono ^{12}C .

06.- Clasificar los siguientes procesos como cambios físico (F) o químicos (Q):

- a) Corrosión del hierro.
- b) Fusión del hierro.
- c) Combustión de la gasolina.
- d) Disolución de cobre en ácido nítrico.
- e) Disolución de azúcar en agua.

f) Congelación del agua.

07.- Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en recipientes separados de igual volumen a la misma temperatura. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
- b) La presión en el recipiente de nitrógeno es mayor que en el del oxígeno.
- c) En el recipiente del oxígeno hay un número mayor de moléculas.
- d) El nitrógeno tiene mayor energía cinética media por mol.

08.- Si el porcentaje de C en un compuesto químico es del 75 % en masa y sólo contiene un átomo de C por molécula, ¿cuál será la masa molecular del compuesto químico?

- a) 16
- b) 32
- c) 900
- d) 625

09.- Cuando se adiciona glucosa al agua a 25 °C se observa que:

- a) Disminuye la temperatura de ebullición con respecto a la del agua
- b) Aumenta la presión de vapor de la disolución.
- c) Congela por debajo de 0 °C.
- d) La glucosa no se disuelve en agua

10.- Dadas las siguientes afirmaciones indicar cuál/cuáles son verdaderas:

- a) En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.
- b) El agua sólo se evapora a 100 °C.
- c) Si se deja abierto un recipiente con alcohol al cabo de un tiempo el alcohol desaparece porque se ha producido su combustión.
- d) Cuando el agua se evapora no se produce reacción química

11.- En la molécula de CCl₄:

- a) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es covalente polar.
- b) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es doble.
- c) La geometría es plana.
- d) El momento dipolar es cero.

12.- ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Ne
- b) Ar
- c) F
- d) O
- e) Mg

13.- Dadas las siguientes proposiciones indicar cuál/cuáles son verdaderas:

- a) El agua está formada por dos tipos de átomos, por lo tanto no es una sustancia pura.
- b) Toda disolución es una mezcla.
- c) Todas las mezclas son disoluciones.
- d) En una mezcla heterogénea sus componentes pueden observarse de forma separada.

14.- Dada la siguiente reacción química: $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$. ¿Cuántos moles de

oxígeno so necesitarán para que reaccionen 22,5 g de SO_2 ?

- a) 0,31 moles c) 4,25 moles
b) 2 moles d) 0,18 moles
O = 15,999; S = 32,066.

15.- Indicar cuál/cuáles de los siguientes procesos corresponden a cambios químicos:

- a) Deterioro de una barra de hierro a la intemperie.
b) Desaparición del alcohol contenido en un recipiente abierto.
c) Combustión del carbón.
d) Desmoronamiento de un cubito de hielo.

16.- Un óxido del elemento químico A contiene 79,88 % de A. Si el elemento químico A es 3,97 veces más pesado que el átomo de oxígeno, ¿cuál será la fórmula del óxido?:

- a) AO c) A_2O
b) A_2O_3 d) AO_2

17.- Emparejar los términos de la primera columna con las definiciones o frases de la segunda.

(a) Ley de Avogadro	(1) Los volúmenes de gases formados o consumidos en el curso de una reacción química están en relación de números enteros sencillos.
(b) Ley de Gay-Lussac	(2) Volúmenes iguales de gases medidos a la misma presión y temperatura contiene números iguales de moléculas.
(c) Ley de las proporciones múltiples	(3) Cuando dos elementos químicos se unen para formar más de un compuesto químico, su relación en masa en un compuesto químico forma una fracción de números enteros sencillos cuando se divide por la relación en masa en otro de los compuestos químicos.
(d) Ley de las proporciones definidas	(4) Cuando los elementos químicos se combinan para formar compuestos químicos, lo hacen en proporciones en masa definidas.

18.- Indique cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n , l , m_l , m_s) pueden asignarse a algún electrón:

- a) 2, 0, 1, $\frac{1}{2}$ d) 2, 2, -1, $\frac{1}{2}$
b) 2, 0, 0, - $\frac{1}{2}$ e) 2, 2, 2, - $\frac{1}{2}$
c) 2, 2, 1, $\frac{1}{2}$

19.- Señale cuáles de las siguientes especies químicas serán conductoras de la electricidad:

- a) NaCl (s) d) I_2
b) KI (l) e) SiO_2
c) Rb

20.- Cuáles de las siguientes moléculas adoptarán geometría lineal:

- a) CCl_4
- b) H_2O
- c) C_2H_2
- d) BeCl_2
- e) NH_3

21.- Una muestra de 50,0 mg de un compuesto químico de fórmula X_2O_5 contiene 0,028 g de oxígeno. ¿Cuál es la masa atómica de X?

- a) 54,940
- b) 18,998
- c) 30,974
- d) 137,33
- e) 24,310

22.- Dadas las siguientes mezclas indicar cuáles son homogéneas:

- a) Agua y azúcar
- b) Aceite y agua
- c) Agua y alcohol
- d) Arena y benceno
- e) Limaduras de hierro y serrín

23.- La combustión de metano conduce a la formación de dióxido de carbono y agua. Si se introducen 10,0 g de oxígeno y 10,0 g de metano en un recipiente cerrado. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar?

- a) 0,31 moles
 - b) 2,54 moles
 - c) $1,88 \cdot 10^{23}$ moles
 - d) 4,24 moles
- C = 12,011; O = 15,999; H = 1,0079

24.- Se disuelven 0,50 g y 0,75 g de un soluto no electrolito y no volátil en 1,500 g y en 1,250 g de agua, formándose dos disoluciones A y B, respectivamente. Si para el agua $K_C = 1,86 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} \text{ kg}$ y $K_e = 0,51 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} \text{ kg}$. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?

- a) La presión de vapor de A es menor que la de B.
- b) la temperatura de ebullición de B es menor que el de A.
- c) Ambas disoluciones tienen la misma temperatura de congelación.
- d) La molalidad de A es mayor que la de B.

25.- De las siguientes proposiciones indicar cual/cuáles son ciertas:

- a) El agua es un elemento químico.
- b) Una mezcla de agua y alcohol se separa por decantación.
- c) El hielo no flota en el agua.
- d) Se puede separar una mezcla de agua y arena por filtración.

26.- Si la solubilidad del cloruro sódico en agua a $15 \text{ }^\circ\text{C}$ es igual a 50 g/L. Es cierto que:

- a) Una disolución que contiene 25 g/L es una disolución saturada.
- b) La disolución que contiene 45 g/L está muy diluida.
- c) Está saturada la disolución cuando contiene 50 g/L de cloruro sódico.
- d) Si contiene más de 50 g/L es un sistema inestable.

27.- Relacione los conceptos siguientes uniéndolos mediante una línea:

- | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------------|
| $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | Disolvente orgánico muy empleado |
| Pipeta | Presencia de iones calcio |
| Naranja de metilo | Nombre comercial de un indicador ácido-base |

Éter Oxidante energético
Dureza del agua Medida de volúmenes líquidos

28.- Se dice que la molécula de SO_3 es resonante porque:

- a) Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
- b) Puede asignársele varias estructuras.
- c) Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración, de manera que no puede saberse su estructura.

29.- Las electronegatividades de los elementos químicos potasio, calcio, fósforo y cloro crecen en el orden:

- a) $\text{K} < \text{Ca} < \text{P} < \text{Cl}$ d) $\text{K} < \text{Ca} < \text{Cl} < \text{P}$
- b) $\text{Cl} < \text{P} < \text{Ca} < \text{K}$ e) $\text{Ca} < \text{K} < \text{P} < \text{Cl}$
- c) $\text{Ca} < \text{K} < \text{Cl} < \text{P}$

30.- De las siguientes afirmaciones señale las que son correctas:

- a) El CO_2 es más duro que el SiO_2 .
- b) El H-F se halla asociado mediante enlaces de hidrógeno.
- c) El PH_3 tiene una temperatura de fusión superior al NH_3 .
- d) El CH_3OCH_3 tiene mayor temperatura de fusión que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- e) Todos los metales son duros.

31.- De los siguientes compuestos químicos señale aquellos que no posean ningún átomo al que se le pueda asignar hibridación sp^3 .

- a) NH_3 d) C_6H_6
- b) HCHO e) H_2O
- c) CCl_4

32.- El ión Ca^{2+}

- a) Tiene dos protones más que un átomo de calcio neutro.
- b) Tiene una masa de 40,1 g (40,1 es la masa atómica relativa del calcio).
- c) Tiene una configuración electrónica de gas noble.
- d) Tiene electrones desapareados.

33.- Las condiciones normales de presión y temperatura se definen arbitrariamente como:

- a) 273 K y 76 mmHg d) 25 °C y 1,0 atm
- b) 32 °C y 1,0 atm e) 273 °C y 76 torr
- c) 273 K y 1,0 atm

34.- ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor temperatura de fusión?

- a) LiF d) BeO
- b) I_2 e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
- c) HBr

35.- En el cero absoluto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) El volumen de un gas ideal es cero.
- b) Cesa todo movimiento molecular.
- c) La energía cinética de traslación de las moléculas es cero.

- d) Todo lo dicho.
- e) Nada de lo dicho

36.- Señale cuál/cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) Se precisa el doble de energía para producir la ruptura de un doble enlace C=C que para uno sencillo C-C.
- b) El N₂ posee una energía de enlace superior al O₂.
- c) Añadir un electrón a un átomo neutro siempre requiere aportar energía.
- d) El I₂ no se disuelve en agua y el CH₃OH sí.
- e) Una molécula será polar siempre que tenga enlaces polares.

37.- Se adicionan 50 g de cloruro sódico a 100 mL de una disolución de la misma sal cuya concentración es 0,16 M. Suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la concentración de la disolución formada es:

- a) 8,71 M c) 3,78 M
 - b) 2,35 M d) 1,90 M
- Cl = 35,453; Na = 22,99

38.- Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser gases.
- b) Tomar fácilmente electrones del oxígeno del aire.
- c) Ceder electrones cuando hay alguien que los acepta.
- d) Fundir a temperaturas muy altas.

39.- Indicar cuál/cuáles de las afirmaciones siguientes son ciertas:

- a) Un mol de nitrato potásico ocupa un volumen de 22,4 litros.
 - b) En 22,4 L de un gas en condiciones normales hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - c) 36 g de agua y 73 g de ácido clorhídrico tienen algo en común.
 - d) Cuando se queman 2 moles de metano se producen 22,4 litros de CO₂.
- H = 1,0079; O = 15,999; Cl = 35,453.

40.- Un orbital atómico es:

- a) Un modelo representado por una función matemática que da una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- c) Una circunferencia o una elipse, dependiendo del tipo de orbital.
- d) Un dato que permite calcular la energía de una reacción.

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

1.- Cuando se queman completamente 14,22 g de una mezcla líquida que contiene exclusivamente metanol (CH_3OH) y etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) se obtienen 16,21 g de agua. Se pide:

- Ajustar las reacciones de combustión que se producen.
- Hallar los porcentajes en masa de metanol y de etanol en la mezcla líquida.
- Determinar la masa de CO_2 que se desprende en la combustión y el volumen que ocuparía este gas medido sobre agua a 70°C y a una presión total de 934 mm cle Hg.

Datos: Presión de vapor del agua a 70°C , $p(\text{H}_2\text{O}, 70^\circ\text{C}) = 0,312 \cdot 10^5 \text{ N m}^{-2}$.

Mr: $\text{CH}_3\text{OH} = 32,04$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 46,07$; $\text{H}_2\text{O} = 18,01$; $\text{CO}_2 = 44,00$.

$R = 8,3145 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

2.- Se dispone de una muestra de 15,00 g de galena que contiene un 78 % de sulfuro de plomo. Se trata con ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y cuya densidad es 1,836 g/mL. En la reacción se produce H_2S que se recoge sobre agua, obteniéndose 1 litro de ácido sulfhídrico de densidad 1,025 g/mL. Calcular:

- Volumen de ácido sulfúrico gastado.
- Molaridad y molalidad de la disolución de ácido sulfhídrico resultante.

Datos: S = 32,068; O = 15,999; H = 1,0079; Pb = 207,19.

3.- Se hacen reaccionar $20,0 \text{ cm}^3$ de ácido sulfúrico de densidad 1,836 g/mL y 98 % de riqueza con 26,5 g de cobre que tiene un 5,0 % de impurezas no reactivas.

- Formule y ajuste por el método del ión-electrón la reacción habida, sabiendo que además de la sal de cobre se forma también dióxido de azufre.
- Qué cantidad de sulfato de cobre (II) se obtendrá en disolución.
- ¿Podría ser considerado como limitante alguno de los reactivos iniciales?

Datos: S = 32,066; O = 15,999; H = 1,0079; Cu = 63,546.

4.- La combustión de 100 cc de una mezcla de metano y butano en presencia de 400 cc de oxígeno, conduce a la obtención de 160 cc de dióxido de carbono. Todos los gases están medidos en condiciones normales. El agua formada en las condiciones de reacción se recoge en estado líquido. Calcule:

- La composición de la mezcla inicial. Exprésela en porcentaje en volumen y en porcentaje en masa.
- La cantidad de oxígeno que sobra. Exprésela en moles.

Datos: C = 12,011; H = 1,0079

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 1997-1998

PRUEBA TEÓRICA

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Señale la afirmación que sea correcta:

- a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
- b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
- d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

02.- Dos gases tienen las siguientes características:

Gas	Volumen (L)	Temperatura (K)	presión (atm)
A	2,00	250	3,00
B	2,00	500	6,00

La relación moléculas de A/moléculas de B es:

- a) 1/1
- b) 2/1
- c) 1/2
- d) 1/4

03.- Un paciente que padece una úlcera duodenal puede contener 0,24 moles de ácido clorhídrico en su jugo gástrico diariamente. ¿Qué cantidad de medicina que contiene 2,6 g de hidróxido de aluminio por 100 mL debe consumir diariamente para neutralizar el ácido? La masa molar del hidróxido de aluminio es 78 g/mol.

- a) 27 mL.
- b) 80 mL.
- c) 240 mL.
- d) Ninguna de las anteriores.

04.- Cuando se añaden 10 g de sacarosa en agua, se observa que:

- a) La disolución hierve a una temperatura inferior a 100 °C.
- b) Su temperatura de congelación aumenta con respecto a la del agua.
- c) Congela por debajo de 0 °C.
- d) Ninguna de las anteriores.

05.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta: Conducen la corriente eléctrica:

- a) Tetracloruro de carbono en agua.
- b) Cloruro de sodio añadido a un recipiente con benceno.
- c) Cloruro de cinc fundido.
- d) Dióxido de silicio sólido.

06.- Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de Van der Waals generalmente:

- a) Tienen temperaturas de fusión bajas.
- b) Forman enlaces de hidrógeno.
- c) Cristalizan fácilmente.
- d) Ninguna de las anteriores.

07.- Siendo la masa atómica del H = 1, ¿cuál de las siguientes cantidades equivale a 2 g de hidrógeno?:

- a) $6023 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
- b) $6 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2 .
- c) Ninguna de las anteriores ni la siguiente son verdad.
- d) 2 moles de átomos de hidrógeno.

08.- En condiciones adecuadas, el oxígeno reacciona con el hidrógeno para formar agua. Si tenemos 1 g de oxígeno y 1 g de hidrógeno, la cantidad de agua que obtendremos será:

- a) 9 g.
- b) 1,123 g.
- c) 10,123 g.
- d) 2 g.

09.- En general un átomo con electronegatividad elevada tiene:

- a) Número atómico pequeño.
- b) Radio atómico elevado.
- c) Tendencia a formar iones positivos.
- d) Elevado potencial de ionización.

10.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) El carbono elemental puede cristalizar en forma de una red cristalina no metálica.
- b) El CH_4 tiene una temperatura de ebullición mayor que el NH_3 .
- c) En el enlace metálico el número de coordinación de cada átomo es elevado.
- d) El diamante es aislante.

11.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) Los cationes son más pequeños que los aniones.
- b) El sodio tiene una temperatura de fusión mayor que el magnesio.
- c) El sodio metal se puede cortar con un cuchillo.
- d) El CH_2Cl_2 es polar.

12.- Se desea preparar 500 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,15 M partiendo de otra disolución comercial que tiene una riqueza del 98 % en masa y una densidad 1,836 g/mL. ¿Cuántos mL habrá que tomar de la disolución de ácido sulfúrico comercial?:

- a) 4,1 mL.
- b) 10 mL.
- c) 58 mL.
- d) 145 mL.

13.- Para preparar en el laboratorio la disolución indicada en la pregunta anterior tendríamos que utilizar el siguiente material de laboratorio:

- a) Pipeta, matraz aforado y frasco lavador.
- b) Probeta y matraz aforado.
- c) Balanza, vaso de precipitados y probeta.
- d) Erlenmeyer y bureta.

14.- Una botella de acero que contiene oxígeno comprimido soporta una presión interna de 25 atmósferas a la temperatura de 20 °C. Bajo los efectos del sol adquiere la temperatura de 53 °C y entonces la presión interior es de:

- a) 31,0 atm.
- b) 24,3 atm.
- c) 29,2 atm.
- d) 27,8 atm.

15.- A 125 mL de una disolución de hidróxido sódico 0,75 M se le añaden 300 mL de agua destilada. Indicar cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) Precipitará hidróxido sódico.
- b) Aumenta el número de moles de sosa.
- c) La concentración de la disolución aumenta.
- d) Los moles de sosa no varían pero sí la concentración de la disolución.

16.- En una mezcla de nitrógeno y oxígeno en la que hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno, si la presión parcial de nitrógeno es 0,3 atm. La presión total será:

- a) 0,6 atm.
- b) 0,9 atm.
- c) 1,2 atm.
- d) 1,5 atm.

17.- Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

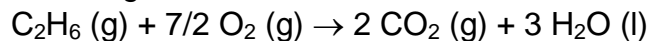
Dada la reacción de combustión: $C_4H_{10} (g) + 13/2 O_2 (g) \rightarrow 4 CO_2 (g) + 5 H_2O (l)$:

- a) Cuando se quema 1 mol de C_4H_{10} se forman 4 moles de CO_2 .
- b) Cuando se quema 1 mol de C_4H_{10} que tiene una masa de 58 g/mol, se forman 266 g de productos.
- c) Cuando se queman 10 L de butano en c.n. se forman 40 L de CO_2 en las mismas circunstancias.
- d) Cuando se queman 5 g de butano se forman $5 \cdot 4 = 20$ g de CO_2 .

18.- Todos sabemos responder a la pregunta ¿qué pesa más 1 kg de hierro o 1 kg de paja?, pero ¿dónde hay más átomos?:

- a) En 1 mol de S_8
- b) En 1 mol de P_4 .
- c) En 1 kg de hierro.
- d) En 1 kg de litio.

19.- De las siguientes afirmaciones sobre la reacción, cuál es falsa:



- a) Cuando 1 mol de C_2H_6 reacciona con 3,5 moles de O_2 se forman 3 moles de H_2O .
- b) Cuando 7/2 moles de O_2 reaccionan con la cantidad estequiométrica de C_2H_6 se forman $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 .
- c) Cuando se forman 2 moles de CO_2 , se forma al mismo tiempo una cantidad de H_2O que contiene 48 g de oxígeno.
- d) Cuando reaccionan 7/2 moles de oxígeno se forma una cantidad de CO_2 que contiene 2 moles de átomos de carbono.

20.- Cuál de las siguientes moléculas no cumple la regla del octete:

- a) Br_2
- b) PH_3
- c) SO_2
- d) PCl_5

21.- Cuál de las afirmaciones siguientes es cierta. Dos átomos son isótopos cuando tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- b) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- d) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.

22.- Los elementos metálicos se caracterizan:

- a) Por ser malos conductores eléctricos.
- b) Por tomar fácilmente electrones del oxígeno del aire.
- c) Por ceder electrones cuando hay alguien capaz de aceptárselos.

d) Per tener todos una temperatura de fusión muy elevada.

23.- Se conoce que el número atómico del titanio (Ti) es 22 y por tanto su configuración electrónica en su estado fundamental es:

- a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^4$
- b) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^3, 4s^1$
- c) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 4s^2, 3p^6, 3d^2$.
- d) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 4p^2$

24.- ¿Cuál de los siguientes elementos químicos es más electronegativo?:

- a) O b) S c) Si d) Ga

25.- De las parejas de elementos químicos que se presentan, ¿cuál formaría el enlace más iónico?:

- a) B y N b) H y Cl c) K y Cl d) C y O

26.- El número de oxidación del átomo de fósforo en el compuesto químico: $Ba(H_2PO_2)_2$ es:

- a) +1 b) +2
- c) +3 d) +4

27.- Se añaden 3,5 g de alcohol etílico (C_2H_5OH) a 500 g de agua. Sabiendo que la masa molecular del alcohol etílico es igual a 46, ¿cuál será la molalidad de la disolución?:

- a) 0,152 b) 0,987
- c) 2,56 d) 35

28.- En las regiones frías se añade al agua de los radiadores de los coches una sustancia que se denomina anticongelante. Su misión está basada en:

- a) La solubilidad de sustancias.
- b) Una propiedad coligativa de las disoluciones.
- c) La diferencia de densidades de los dos líquidos.
- d) Ninguna de las anteriores.

29.- En 500 g de una disolución de ácido acético al 15 % hay:

- a) 50 g de ácido acético. b) 900 g de ácido acético.
- c) 75 g de ácido acético. d) 75 mL de ácido acético.

30.- Sólo una de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose sólo en el espín.
- b) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.
- c) El Ne_2 existe.
- d) El número cuántico secundario l varía desde 0 hasta $n - 1$.

31.- Sólo una de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) La molécula con hibridación sp es lineal.
- b) La molécula con hibridación sp^2 es plana triangular.
- c) Si en el NH_3 se utilizan orbitales puros p del nitrógeno, el ángulo esperado será

90°.

d) La hibridación sp^3d pertenece a una molécula plano cuadrada.

32.- Una de las siguientes afirmaciones sobre el enlace iónico es falsa, ¿cuál es?:

- a) Se basa en la transferencia de electrones.
- b) Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
- c) Se forma con un elemento químico de elevada electroafinidad y otro de bajo potencial de ionización.
- d) Es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.

33.- Indicar cuál de las siguientes proposiciones es correcta:

- a) Una disolución saturada es una disolución concentrada.
- b) Las propiedades coligativas no dependen del número de partículas disueltas.
- c) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye cuando aumenta la temperatura.
- d) El tetracloruro de carbono se disuelve en agua.

34.- Indicar cuál de las siguientes proposiciones es correcta:

- a) Los electrolitos débiles están totalmente disociados en disolución acuosa.
- b) Una disolución 0,10 molal de ácido clorhídrico congela a una temperatura más baja que una disolución 0,10 molal de glucosa.
- c) La solubilidad de cualquier sustancia en agua aumenta siempre al elevar a temperatura.
- d) Ninguna de las anteriores.

35.- Se conoce que el número de electrones de un átomo en estado fundamental es 11 y por tanto se trata de un elemento químico:

- a) Gas noble.
- b) Halógeno.
- c) Alcalinotérreo.
- d) Alcalino.

36.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta:

- a) La conductividad del KCl es grande en estado sólido.
- b) Los metales tienen una temperatura de ebullición baja.
- c) El diamante es soluble en disolventes polares.
- d) El $(HF)_n$ tiene una temperatura de ebullición más baja que la del agua.

37.- ¿Cuáles de los siguientes compuestos orgánicos: 1) éteres, 2) alcoholes, 3) cetonas, 4) ácidos, 5) aminas, formarán enlaces de puente de hidrogeno en estado líquido entre moléculas de la misma especie?:

- a) Todos
- b) 1, 2, 4
- c) 2, 4, 5
- d) 2, 3, 4, 5

38.- ¿Cuál de los siguientes datos no es indicativo de la presencia de enlace de hidrógeno en el sistema?:

- a) Temperatura de congelación.
- b) Entalpía de vaporización.
- c) Temperatura de ebullición.
- d) Masa molecular.

39.- Sólo una de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) Si la afinidad electrónica de un elemento químico es menor que el potencial de ionización de otro elemento químico, entre ellos no se puede formar un sólido iónico.
- b) El enlace iónico, lo mismo que el covalente, es direccional.
- c) Los sólidos iónicos son volátiles.
- d) El elemento químico B ($Z = 5$) tiene más tendencia que el elemento químico C ($Z = 6$) a formar compuestos iónicos, con un determinado halógeno.

40.- Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) La energía de un enlace sencillo es la mitad de un enlace doble entre los mismos átomos.
- b) La molécula X-Y-Z es no polar.
- c) La especie Ar^+ tiene configuración de gas noble.
- d) La hibridación del carbono en el compuesto químico CH_3Cl es sp^3 .

41.- Los cuatro números cuánticos de un electrón cuya notación es $4d^6$ son:

- a) $n = 3$, $l = 4$, $m_l = -1$ y $m_s = + 1/2$
- b) $n = 4$, $l = 2$, $m_l = 2$ y $m_s = - 1/2$
- c) $n = 4$, $l = 2$, $m_l = 0$ y $m_s = - 1/2$
- d) $n = 4$, $l = 2$, $m_l = - 2$ y $m_s = - 1/2$

42.- Los elementos químicos situados en una misma columna de la tabla periódica presentan propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen atómico es análogo.
- b) Su estructura electrónica externa es análoga.
- c) Poseen energías de ionización parecidas.
- d) Tienen la misma carga nuclear.

43.- De las siguientes proposiciones señale la correcta:

- a) 1 mol de nitrato de sodio ocupa 22,4 L.
- b) En 22,4 L de un gas en c.n. hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) Cuando se queman 22,4 L de metano se obtienen 44,8 L de dióxido de carbono.
- d) Si reaccionan 22,4 L de hidrógeno con 22,4 L de oxígeno se obtienen 36 g de agua.

44.- Indicar cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:

- a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución es independiente del disolvente.
- b) El agua y el alcohol etílico son inmiscibles.
- c) Una disolución diluida puede ser saturada.
- d) Al mezclar dos disoluciones de la misma sustancia la concentración final es la suma de las concentraciones de ambas.

45.- Se tienen tres sustancias A, B y AB, siendo A un metal alcalino y B un halógeno. Por tanto:

- a) B y A son conductores de la corriente en estado fundido.
- b) El sólido A es conductor de la corriente eléctrica y el AB lo es cuando está fundido.

- c) Los sólidos A y AB son conductores de a corriente eléctrica.
- d) El sólido A es un aislante.

46.- Se dispone de un matraz aforado de 500 mL que contiene una disolución 6 M de ácido acético. ¿Qué habría que hacer para preparar a partir de ella una disolución de ácido acético 3 M?:

- a) Anadir agua destilada hasta obtener 2 litros de disolución final.
- b) Diluir a 1 litro con agua destilada.
- c) Extraer 250 mL de disolución del matraz aforado.
- d) Añadir 500 mL de una disolución de ácido acético 0,5 M.

47.- Sabiendo que las propiedades coligativas dependen del número de partículas disueltas, indicar cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:

- a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución 0,5 molal de cloruro sódico es el mismo que el de una disolución 0,5 molal de sacarosa.
- b) Cuando se disuelve en agua un azúcar la disolución hierve a menos de 100 °C.
- c) Una disolución 0,20 M de azúcar y otra disolución 0,20 M do alcohol etílico tienen la misma presión osmótica.
- d) La presión de vapor del agua en una disolución de un no electrolito es mayor que la del agua a la misma temperatura.

48.- De las siguientes especies, cuál será polar:

- a) CH₄ b) BF₃
- c) BeH₂ d) H₂S

49.- Dados los elementos químicos K, Na, Mg y Br y teniendo en cuenta la energía de ionización correspondiente al primer electrón quedarían ordenados en función del valor creciente do la misma de la forma:

- a) K < Na < Mg < Br
- b) Na < K < Mg < Br
- c) Br < K < Na < Mg
- d) Mg < Br < Na < K

50.- Se dispone de un recipiente de 1,16 L, con un manómetro incorporado que señala 800 mm de mercurio de presión y en el que están mezclados 17,604 g de dióxido de carbono, 4,813 g de metano y 5,602 g de monóxido de carbono. La presión parcial de cada uno de los gases presentes es de:

- a) Dióxido de carbono 465 mm, metano 213 mm y monóxido de carbono 122 mm.
- b) Dióxido de carbono 300 mm, metano 235 mm y monóxido de carbono 265 mm.
- c) Dióxido de carbono 355 mm, metano 227 mm y monóxido de carbono 218 mm.
- d) Dióxido de carbono 355 mm, metano 267 mm y monóxido do carbono 178 mm.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	Li	C	O	Al	P	S	Cl	Fe
1,008	6,939	12,011	15,999	26,982	30,974	32,064	35,453	55,847

PRUEBA PRÁCTICA

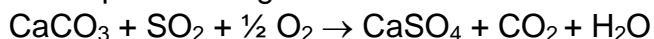
Problemas

01.- Se mezclan 50 mL de una disolución que contiene 54,6 g de sulfato amónico en 500 mL de disolución con 75 mL de de otra disolución 0,52 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezcla se toman 30 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100 mL de disolución final. Calcular la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar y p.p.m.

02.- Se dispone de dos recipientes cerrados de vidrio A y B, de 2 L y 3 L, respectivamente, ambos a la temperatura de 300 °C y unidos entre sí por una llave. Con la llave cerrada, tenemos en A nitrógeno a la presión de 530 Torr y en B oxígeno a la presión de 0,257 atm. Suponiendo que la temperatura del sistema no se modifica, cuál será la presión del conjunto una vez abierta la llave de conexión. El factor de corrección atm/Torr es $1316 \cdot 10^{-3}$.

03.- La presión de vapor de una disolución acuosa de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) a 100 °C es igual a 0,97 atm y su densidad 1,004 g/mL. Calcular: a) Su presión osmótica a 30 °C. b) La temperatura de congelación.
Datos. $K_c = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}\text{kg}$.

04.- En las calderas de una industria se consumen horariamente 100 kg de un carbón que contiene un 3% de azufre. Si todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión, ¿qué volumen de ese gas, en c.n., se libera por hora en la chimenea?
Para eliminar el dióxido de azufre del proceso anterior se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio; suponiendo que el rendimiento del proceso es del 75 % y que la reacción que tiene lugar es:



¿Qué cantidad de caliza se consumirá por hora?

¿Qué cantidad de sulfato de calcio se obtendría por hora.

Masas atómicas: S = 32,07; O = 16,00; N =14,01; H = 1,008; C =12,01; Ca = 40,00.

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 1998-1999

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Las siguientes especies NH_3 , NCl_3 , PCl_5 , NCl_5 , existen todas menos una, ésta es:

- a) NH_3 b) NCl_3
c) PCl_5 d) NCl_5

02.- Una mezcla gaseosa está formada por 4 milimoles de H_2 por cada milimol de Ne. ¿Cuál será la presión parcial del Ne?

- a) 1/4 de la presión total b) 3/4 de la presión total
c) 1 atmósfera d) 1/5 de la presión total

03.- ¿Cuál es la fracción molar del agua en 200 g de etanol del 95 % en masa.

- a) 0,05 b) 0,12
c) 0,60 d) 0,85

04.- Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:

- a) 4,98 b) 35,0
c) 31,0 d) 18,5

05.- El fosfato trisódico contiene un 42 % de sodio. Los gramos de una mezcla que contiene 75 % de fosfato trisódico y 25 % de fosfato tripotásico necesarios para suministrar 10 g de sodio son:

- a) 55,5 g b) 100 g
c) 31,7 g d) 18,5 g

06.- El compuesto químico AgNO_3 es muy soluble en:

- a) Sulfuro de carbono b) Agua
c) Benceno d) Ninguno de los tres disolventes propuestos.

07.- Se sabe que 40,4 g de un gas noble ocupan el mismo volumen que 8 g de He en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿De qué gas noble se trata?

- a) Ne b) Ar
c) Kr d) Xe

08.- Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- a) CCl_4 b) PCl_5
c) Cl_2 d) NCl_3

09.- El número atómico de un elemento químico A es $Z = 23$, ¿cuál de las siguientes respuestas es correcta para A^{2+} ?:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ b) Es un elemento representativo
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

10.- Para preparar una disolución de ácido sulfúrico de una cierta concentración se han de tomar $1,7 \text{ cm}^3$ de ácido, correctamente medidos. Para ello se actuará:

- a) Tomando una probeta graduada de 25 cm^3 .
- b) Chupando de la botella mediante una pipeta graduada de 2 cm^3 .
- c) Mediante una pipeta graduada de émbolo de 50 mL.
- d) Empleando una pipeta graduada de émbolo de 2 mL.

11.- Se disuelven 25 g de una sustancia en 100 g de agua pura obteniéndose una disolución de densidad igual a $1,15 \text{ g/mL}$. El volumen de esta disolución es igual a:

- a) 120,5 mL b) 108,7 mL
- c) 110,4 mL d) 145,5 mL

12.- En condiciones adecuadas el oxígeno reacciona con el carbono para dar monóxido de carbono. Cuando reaccionan 5 g de carbono y 10 g de oxígeno la cantidad de monóxido de carbono obtenida es:

- a) 11,7g b) 10 g
- c) 1,5 g d) $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

13.- Los únicos productos del análisis de un compuesto químico puro fueron 0,5 moles de carbono y 0,75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto químico es:

- a) CH_4 b) CH
- c) CH_2 d) C_2H_3

14.- En una reacción química, decidir cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) La masa se conserva. b) Se conservan las moléculas.
- c) Se conservan los iones. d) Se conservan los moles.

15.- De los siguientes conceptos sólo uno es correcto:

- a) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico con diferente número de electrones.
- b) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que difieren en la posición de los electrones de las diferentes orbitas.
- c) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento químico es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- d) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento químico es la suma de protones más los neutrones.

16 - Para preparar 100 mL de disolución acuosa de dicromato potásico cuya concentración sea de 50 mg de anión dicromato por mililitro, habrá que tomar:

- a) 7,25 g de dicromato potásico. b) 6,81 g de dicromato potásico.
- c) 8,52 g de dicromato potásico. d) 4,19 g de dicromato potásico.

17.- La masa de dióxido de carbono que se obtiene en la combustión completa de 52 g de etino es:

- a) 25 g b) $4,8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
- c) $1,8 \cdot 10^2 \text{ g}$ d) 45 g

18.- Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/ml, los gramos de oxígeno disuelto en 1,0 litros de agua son:

- a) 0,005 g b) 0,0096 g
c) $3,0 \cdot 10^{-7}$ g d) $9,4 \cdot 10^{-5}$ g

19.- Se dispone de una disolución de hidróxido sódico del 45 % en masa, que tiene una densidad de 1,46 g/mL, 50 mL de la misma contienen los siguientes gramos de hidróxido sódico:

- a) $1,81 \cdot 10^{-2}$ g b) 24,5 g
c) $8,13 \cdot 10^{-5}$ g d) 32,8 g

20.- Un compuesto químico de fórmula AB_3 , contiene un 40 % en masa de A. La masa atómica de A debe ser:

- a) La mitad de B. b) Igual a la de B.
c) El doble de B. d) La tercera parte de B.

21.- En la reacción química $MnO_2 + 4 HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$. El volumen en litros de gas cloro que pueden obtenerse en condiciones normales a partir de 20 g de HCl:

- a) 20 L b) 40 L
c) 3,07 L d) 15,3 L

22.- Las fuerzas de enlace nuclear son:

- A Muchísimo más fuertes que las de enlace químico ordinario.
b) Muchísimo más débiles que las de enlace químico ordinario.
c) De naturaleza eléctrica.
d) De naturaleza gravitatoria.

23.- Al hacer un análisis de metales en el aire se ha encontrado que la concentración de aluminio presente es de 25 ppm. Su concentración en tanto por ciento será:

- a) $2,5 \cdot 10^{-3}$ b) 0,0016
c) 0,0041 d) $3,1 \cdot 10^{-3}$

24.- Sólo uno de los conceptos siguientes es falso:

- a) Las disoluciones verdaderas forman un sistema homogéneo.
b) Una disolución se dice saturada si no admite más soluto.
c) Las proteínas en agua siempre forman disoluciones verdaderas.
d) La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido.

25.- La función de onda (2,2,0) representa:

- a) El orbital 2s. b) El orbital 2p.
c) No representa ningún orbital. d) El orbital 2d.

26.- Cuando un átomo se somete a un campo magnético intenso, un nivel con el número cuántico $l = 3$ se desdobra en los siguientes niveles:

- a) 1 b) 3
c) 6 d) 7

27.- Una disolución de amoníaco de densidad 0,910 g/mL y del 25 % en masa, tiene

una molaridad de:

- a) 5,6 M b) 12,5 M
- c) 2,4 M d) 13,4 M

28.- Un elemento químico que presenta las propiedades siguientes: 1) alta energía de ionización; 2) alta afinidad electrónica; 3) muchos electrones de valencia; 4) estructura $ns^2 np^5$; 5) siempre actúa con número de oxidación -1 es el:

- a) O b) N
- c) Un alcalinotérreo d) F

29.- Sólo una de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) El CH_4 tiene forma de tetraedro regular.
- b) El BeH_2 es lineal.
- c) El BF_3 es plano.
- d) El PCl_5 no presenta forma de bipirámide trigonal.

30.- ¿Cuál será la molaridad de una disolución de ácido nítrico preparada por dilución a 500 mL de 32 cm^3 de un ácido concentrado cuya densidad es 1,42 g/mL y la riqueza en ácido nítrico de 69,5 %?

- a) 2 M b) 0,8 M
- c) 1 M d) 1,3M

31.- Cuando se quema un litro de un hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno se obtienen dos litros de CO_2 y un litro de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T. ¿Cuál será la fórmula del hidrocarburo?

- a) C_2H_8 b) CH_4
- c) C_2H_4 d) C_2H_2

32.- De los siguientes conceptos sobre los números cuánticos, uno es falso:

- a) n, número cuántico principal, representa el volumen efectivo del orbital.
- b) m, número cuántico magnético, representa la orientación del orbital.
- c) s (representado también como m_s), número cuántico de espín, representa las dos orientaciones posibles del movimiento del electrón alrededor de su propio eje.
- d) Los electrones con igual n, l y distinto valor de m están en distinto nivel de energía.

33.- Sólo uno de los siguientes conceptos es falso:

- a) Cuando dos iones de signo contrario se aproximan la energía potencial del sistema disminuye; el proceso de agregación continúa hasta formar el sólido iónico, cuando los iones se colocan a distancia mínima la energía potencial alcanzará su valor mínimo y se llama energía reticular.
- b) La energía reticular es la energía que se desprende cuando los iones en estado gaseoso se unen para formar un sólido iónico.
- c) Índice de coordinación es el número de iones de un signo que rodea a otro ión de signo contrario.
- d) Al aumentar la distancia entre iones la energía reticular aumenta.

34.- Señale cuál de las proposiciones siguientes para un ión Ca^{2+} es correcta:

- a) Tiene más protones que un átomo de calcio.

- b) Pesa más que un átomo de calcio.
- c) Tiene configuración de gas noble.
- d) Tiene una masa de 40,1 g

35.- El CsCl (s) es un sólido iónico, por lo tanto de él podemos decir que:

- a) La red está formada por iones y en estado sólido es buen conductor de la corriente eléctrica.
- b) Presenta bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- c) Como el catión es pequeño y el anión grande, su índice de coordinación es pequeño.
- d) Es frágil.

36.- ¿Cuál es la molalidad de la disolución resultante de disolver 5 g de ácido acético (C₂H₄O₂) en 60 g de agua?:

- a) 0,143 m b) 0,521 m
- c) 35 m d) 1,39 m

37.- De las siguientes especies sólo una presenta momento dipolar diferente a 0:

- a) CH₄ b) BF₃
- c) BeH₂ d) H₂S

38.- Indicar qué proposición es correcta:

- a) 1 mol de cloruro sódico ocupa 22,4 litros en condiciones normales.
- b) El agua y el ácido acético (CH₃COOH) son inmiscibles.
- c) 22,4 litros de monóxido de carbono contienen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- d) El agua y el benceno son miscibles.

39.- ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato potásico (M = 158,0) sería la más concentrada?

- a) 0,011 M
- b) Una disolución que contiene 50 g/L
- c) Una disolución que contiene 0,5 moles en 750 mL de disolución.
- d) 250 ppm

40.- En el estado fundamental del Mn (Z = 25) ¿cuántos electrones tienen el número cuántico magnético m = 0?

- a) 14 b) 13
- c) 8 d) 2

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	He	Li	C	N	O	Ne	Na	P
1,008	4,00	6,94	12,01	14,01	16,00	201,8	22,99	30,45
Cl	K	Ar	Cr	Kr	Xe			
35,45	39,10	39,95	52,00	83,80	131,30			

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01.- Calcule la cantidad de nitrato de cobalto (II) cristalizado con seis moléculas de agua que debe añadirse a 600 g de agua para formar una disolución al 5 % en masa de sal anhidra y cuya densidad es 1,03 g/mL. ¿Cuál sería su molalidad? ¿Cuál sería la molaridad?

02.- La densidad de un gas es 1,85 g/L a 80 cm de Hg y 50 °C. ¿Cuál es su densidad en condiciones normales? ¿Qué volumen ocuparán 3 moles del citado gas medidos sobre agua a 70 °C ($p = 233,7$ mm de Hg) y 1 atmósfera?

03.- La tostación de la pirita (mineral de disulfuro de hierro) conduce a la obtención de dióxido de azufre y trióxido de dihierro, compuestos que pueden emplearse para la fabricación de ácido sulfúrico y obtención de hierro respectivamente. Calcule:

- La cantidad de trióxido de dihierro que podría obtenerse a partir de 100 toneladas de pirita de una riqueza del 86 % en disulfuro de hierro, si el rendimiento global del proceso de extracción del mencionado óxido es del 82 %.
- El volumen de disolución de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,83 g/cm³ que podría obtenerse con la pirita mencionada si el rendimiento global del proceso de obtención de ácido sulfúrico es del 70 %.

04.- Un gramo de un producto alimenticio se ataca siguiendo el método de Kjeldahl con ácido sulfúrico y catalizadores adecuados, con lo que todo el nitrógeno se convierte en sulfato amónico. Después de una serie de tratamientos, el sulfato amónico se transforma en amoníaco que se recoge sobre 25 mL de ácido sulfúrico 0,1 M. El exceso de ácido se valora con hidróxido sódico 0,1 M consumiéndose 7 mL del mismo. Calcular:

- El contenido en nitrógeno del producto.
- El porcentaje de proteínas en el mismo, si la proporción de nitrógeno en ellas es del 16 %.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	N	O	S	Fe	Co
1,008	14,01	16,00	32,06	55,85	58,93

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 1999-2000

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Se dice que la molécula de SO_3 es resonante porque:

- a) Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
- b) Puede asignársele varias estructuras.
- c) Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
- d) Los dos elementos químicos que la forman están en la misma columna de la tabla periódica.

02.- El valor de K_p para el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ a 25°C , siendo que $K_c = 0,040$ a esta temperatura es:

- a) 2 b) 1
- c) 0,5 d) 0,98

03.- El volumen molar de un gas a $3,5 \text{ atm}$ y 75°C es:

- a) $8,15 \text{ L}$ b) $22,4 \text{ L}$
- c) 300 L d) Ninguna de las anteriores.

04.- Supuestas las afirmaciones que se hacen:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico con diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento químico viene dada por el número total de electrones.
- 3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento químico es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- 4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento químico es la suma de protones más los neutrones.

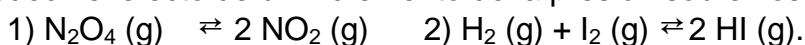
Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Sólo 1 y 2 son falsas. b) 1 y 4 son ciertas.
- c) Sólo 4 es cierta. d) Ninguna es cierta.

05.- El compuesto químico nitrato de sodio es muy soluble en:

- a) Sulfuro de carbono. b) Agua.
- c) Etanol. d) En ninguno de los disolventes propuestos.

06.- Predecir el efecto de un incremento de la presión sobre los equilibrios:



- a) En 1 hacia la izquierda, en 2 hacia la derecha.
- b) En 1 hacia la derecha, en 2 hacia la derecha.
- c) En 1 hacia la izquierda, en 2 no influye.
- d) En 1 hacia la derecha, en 2 no influye.

07.- Un gas tiene una densidad $1,96 \text{ g/L}$ en condiciones normales. ¿Cuál de los

siguientes gases puede ser?

- a) O₂ b) SO₂ c) CO₂ d) N₂

08.- Cuántos enlaces σ y π hay en la molécula de nitrógeno si su número atómico es 7.

- a) Ninguno σ y tres π . b) Uno σ y dos π .
c) Uno σ y tres π . d) Dos σ y uno π .

09.- La función de onda $\Psi(2, 2, 0)$ representa:

- 1) El orbital 2p. 2) No representa ningún orbital.
3) El orbital 3p. 4) El orbital 2d.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Sólo 3 es falsa b) Sólo 2 es cierta
c) Ninguna es cierta d) Sólo 4 es cierta

10.- Cuando se enfría el equilibrio: $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{SCN}^{-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{ac})$, la intensidad del color rojo-pardo del compuesto $\text{FeSCN}^{2+}(\text{ac})$ aumenta. Esto indica:

- a) Que la reacción es endotérmica.
b) Que la reacción es exotérmica.
c) Que la temperatura actúa como catalizador.
d) La información es insuficiente para decidir.

11.- Si se calientan 200 mL de un gas desde 10 °C a 20 °C manteniendo constantes el número de moléculas y a presión, el volumen de gas será aproximadamente:

- a) 50 mL. b) 200 mL.
c) 450 mL. d) 207,1 mL.

12.- Sobre el elemento químico con una estructura electrónica $[\text{Ne}] 3s^1$ se puede decir que:

- 1) Es un elemento químico representativo.
2) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
4) Pertenece al grupo de los alcalinos.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Sólo 1 y 4 son ciertas. b) Sólo 3 y 4 son ciertas.
c) Sólo 2 y 4 son ciertas. d) Sólo 2 es cierta.

13.-Cuál de las siguientes moléculas tiene algún átomo que no cumple la regla del octeto.

- a) CBr₄ b) PCl₃
c) BF₃ d) KBr

14.- La constante de equilibrio de la reacción $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ a 900 K es $K_p = 0,35$. Si se llena un recipiente con SO₃ con una presión parcial de 0,10 atm y con SO₂ y O₂ con una presión parcial cada uno de 0,20 atm. ¿La reacción está en equilibrio?

- a) No. B) La información es insuficiente para decidir.
c) Dependerá de la presión total. d) Sí

15.- Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua a 25 °C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23,8 mm Hg. Si la presión total es igual a 500 mm Hg las presiones parciales del oxígeno y del agua son:

- a) 476,2 mm Hg el O₂ y 23,8 mm Hg el agua. b) 250 mm Hg el O₂ y 250 mm Hg el agua.
c) 500 mm Hg el O₂ y 0 mm Hg el agua. d) Ninguna de las anteriores.

16.- Dadas las siguientes afirmaciones, indicar cuales son correctas:

- 1) La velocidad con que se mueven las moléculas en un gas depende de la temperatura.
 - 2) Al aumentar la temperatura disminuye la energía cinética de las moléculas.
 - 3) Excepto a presiones muy elevadas el volumen de una molécula gaseosa es muy pequeño en relación con el volumen del recipiente.
 - 4) En el estado líquido y sólido las moléculas nunca interaccionan entre sí.
- a) 1. b) 1 y 3. c) 4. d) 1 y 2.

17.- Supuestas las afirmaciones:

- 1) La primera energía de ionización, es la energía que hay que suministrar a un elemento químico neutro en el estado sólido para transformarle en un monocatión.
- 2) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento químico para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
- 3) La primera energía de ionización es la energía que se desprende cuando un elemento químico capta un electrón.
- 4) Un elemento químico con una estructura electrónica externa 3s² 3p³ pertenece al grupo 14.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Ninguna es cierta. b) Sólo 1 es cierta.
c) Sólo 3 es cierta. d) Sólo 4 es cierta.

18.-Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera:

- a) La hibridación de los carbonos en el acetileno es sp².
- b) La hibridación del átomo central de la molécula del agua es sp.
- c) La hibridación del átomo de boro en la molécula del trifluoruro de boro es sp².
- d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta la hibridación sp³.

19.- La constante de equilibrio para la reacción N₂O₄ (g) ⇌ 2 NO₂ (g) a 100 °C es 0,212 ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para esta reacción escrita como sigue?:

- 1) 2 NO₂ (g) ⇌ N₂O₄ (g); 2) NO₂ (g) ⇌ ½ N₂O₄ (g)
a) 1) 9,44; 2) 4,34 b) 1) 4,72; 2) 4,34
c) 1) 4,72; 2) 2,17 d) 1) 14,16; 2) 6,48

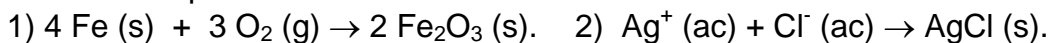
20.- Del siguiente grupo de números cuánticos ¿Cuál o cuáles son falsos?

- 1) (2, 1, 0, - 1/2). 2) (2, 1,-1, 1/2). 3) (2, 0, 0, -1/2). 4) (2, 2, 1, 1/2).
a) Sólo 1 y 4 b) Ninguno es falso.
c) Sólo 2 y 3. d) Sólo 4.

21.-Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera:

- a) La molécula de triclorometano es polar.
- b) El cloruro potásico es más soluble en agua que el cloruro sódico.
- c) El cloruro sódico sólido conduce la electricidad por ser iónico.
- d) La temperatura de fusión del cloruro de litio es mayor que la del cloruro de potasio.

22.- Indique en cada uno de los siguientes procesos si se producen con aumento o disminución de entropía:



- a) 1) ΔS negativo; 2) ΔS negativo. b) 1) ΔS negativo; 2) ΔS positivo.
- c) 1) ΔS positivo; 2) ΔS negativo. d) 1) ΔS positivo; 2) ΔS positivo.

23.- La constante universal de los gases, R, se puede expresar de las siguientes formas:

- 1) 8,31 cal/mol K. 2) 0,082 atm L/mol K. 3) 8,31 kPa dm³/mol K. 4) 1,98 J/mol K.

De ellas son correctas:

- a) 1 b) 2 y 3
- c) 4 d) 1 y 2

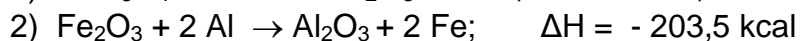
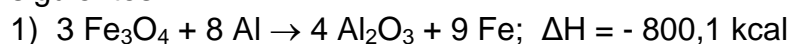
24.- Supuestas las afirmaciones que se hacen, qué respuestas de las que se proponen serían válidas.

- 1) Por regla general, el radio atómico en un período disminuye de izquierda a derecha.
- 2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
- 3) Por regla general, para todo elemento químico, la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
- 4) Por regla general, el radio de A⁻ es mayor que el de A.
 - a) Sólo 1 y 3 son ciertas. b) Sólo 2 y 3 son ciertas.
 - c) 1 es falsa y 2 es cierta. d) Todas son ciertas.

25.- De las siguientes especies propuestas hay una que no es posible:

- a) Dicloruro de berilio. b) Tricloruro de fósforo.
- c) Tetracloruro de carbono. d) Pentacloruro de nitrógeno.

26.- Cuando los óxidos de Fe₃O₄ y Fe₂O₃ se reducen por aluminio según las reacciones siguientes:



¿Cuál es la cantidad de calor liberado por mol de Fe formado?

- a) Mayor en 1) que en 2). b) Mayor en 2) que en 1).
- c) Igual en 1) que en 2). d) Nula.

27.- Dos compuestos químicos tienen la misma composición centesimal: 92,25 % de carbono y 7,75 % de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones, ¿cuáles son correctas?

- 1) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
- 2) Tienen la misma fórmula empírica y molecular.
- 3) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78 su fórmula molecular es C₆H₆.
- 4) La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.
 - a) 1. b) 3 y 4. c) 2. d) 1 y 3.

28.- Supuestas las afirmaciones siguientes, cuáles de las propuestas son correctas:

- 1) En las especies H^- , He^+ y Li^{2+} , el orden de radios es: $H^- > Li^{2+} > He^+$.
- 2) La primera afinidad electrónica del O ($Z = 8$) es mayor que la primera del N ($Z = 7$).
- 3) Una estructura ns^1 representa un alcalino.
- 4) Una estructura ns^2 representa un alcalinotérreo.
 - a) Sólo 3 y 4 son ciertas.
 - b) Sólo 2, 3 y 4 son ciertas.
 - c) Sólo 1 es cierta.
 - d) Todas son ciertas.

29.- Los siguientes elementos químicos son semiconductores excepto uno que es:

- a) Si.
- b) As.
- c) Sn.
- d) Ge.

30.- Decidir qué es siempre cierto para dos procesos 1 y 2 que tienen en común los estados inicial y final:

- a) $Q_1 = Q_2$.
- b) $\Delta S = \Delta Q_1/T$.
- c) $\Delta G_2 = \Delta H_2 - T\Delta S_2$
- d) $\Delta H_1 = \Delta H_2$

31.- Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son o no correctas:

- 1) Para conocer la fórmula molecular de un compuesto orgánico es preciso saber su masa molecular.
- 2) El rendimiento teórico de una reacción no coincide con el rendimiento real de la misma.
- 3) Los moles del producto de una reacción han de calcularse en función de la cantidad del reactivo limitante.
- 4) La composición centesimal de un compuesto químico nos permite determinar su fórmula empírica.
 - a) 1 y 2.
 - b) 2 y 3.
 - c) Todas las respuestas son correctas.
 - d) Ninguna de las respuestas es correcta.

32.- Dadas las siguientes afirmaciones, señalar si son o no correctas:

- 1) El término enlace describe todas las interacciones que mantienen unidos los átomos en una molécula estable.
- 2) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose solamente en el espín.
- 3) En todo enlace covalente cada elemento químico cede un electrón para que sea compartido.
- 4) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.
 - a) Sólo 2 y 4 son ciertas.
 - b) 1 y 3 son falsas.
 - c) 1, 2 y 4 son ciertas.
 - d) Sólo 1 y 2 son ciertas.

33.- Al tratar un exceso de disolución de NaCH con 1,12 litros de cloruro de hidrógeno gas seco medido en C. N., señale qué masa de cloruro sódico se forma supuesto que la reacción es completa:

- a) 0,05 g.
- b) 1,8 g.
- c) 2,9 g.
- d) 2,0 g.

34.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- a) El calor de formación del Fe (l) es cero.

- b) La condensación es un proceso endotérmico.
- c) En algunas reacciones $\Delta H = \Delta U$.
- d) Para un mismo proceso la variación de entalpía depende de que el proceso tenga lugar a presión o volumen constante.

35.- La cantidad de agua que se obtiene cuando reaccionan con propano 25 g de aire (20 % de oxígeno en masa) es:

- a) 5,45 g. b) 10,75 g. c) 2,25 g. d) 15,0g.

36.- Si la combustión del ácido benzoico se realiza en una bomba calorimétrica a 25 °C ¿Qué se verifica?

- a) $Q < 0, W = 0, \Delta U < 0.$ b) $Q = 0, W = 0, \Delta U = 0$
- c) $Q < 0, W < 0, \Delta U > 0.$ d) $Q < 0, W > 0, \Delta U < 0.$

37.- Partiendo de 496 g de cloruro sódico, se desea preparar una disolución 0,25 molal, para ello, cuántos kilogramos de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal:

- a) 0,030 kg. b) 2,0 kg. c) 8,5 kg. d) 34 kg.

38.- Una galena contiene un 10 % de sulfuro de plomo y el resto son impurezas. La masa de plomo que contiene 75 g de ese mineral es:

- a) 6,5 g. b) 25,4 g. c) 2,5 g. d) 95,8 g.

39.- Cuando se disuelven 20 g de un cloruro de un metal desconocido (MCl) hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0,268 moles de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata ¿Cuál es la identidad del metal M?

- a) Na. b) Li.
- c) Ag. d) K.

40 Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ($Z = 8$) son ciertas:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ es un estado prohibido.
 - 2) $1s^1 2s^2 2p^5$ es un estado prohibido.
 - 3) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado excitado.
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado fundamental.
- a) 1 y 2 son ciertas. b) Sólo 3 es falsa.
 - c) Sólo 1 y 3 son falsas. d) Sólo 4 es cierta.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	Li	C	N	O	Na	S	Cl	K
1,008	6,939	12,01	14,01	16,00	22,99	32,06	35,45	39,10
Ag	Pb							
107,9	207,2							

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01.- Se dispone de 35 kg de una disolución que tiene la siguiente composición:
Fracción molar de etanol 0,02. Fracción molar de agua 0,98.

- Calcule la masa de agua que habrá que evaporar de la misma para convertirla en una disolución acuosa 2 molal de etanol.
- Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es $0,987 \text{ g/cm}^3$ calcule también su molaridad y su temperatura de ebullición.

02.- En un recipiente de 3 litros de capacidad se recogen 5 litros de oxígeno a 2 atm de presión y 10 litros de nitrógeno a 4 atm. Se extraen 20 litros de la mezcla gaseosa a 1 atm de presión. Sabiendo que la temperatura permanece invariable a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcular:

- La presión final en el recipiente.
- Los gramos de oxígeno y de nitrógeno que contiene el recipiente al final del proceso.

03.- La "reacción de la termita" produce hierro por reducción del trióxido de dihierro con aluminio, sabiendo que el calor de formación del óxido de aluminio es -400 kcal/mol , y el del trióxido de dihierro es -200 kcal/mol :

- Calcular la energía liberada en la fabricación de 1 kg de hierro por reacción de la termita.
- ¿Cuántos gramos de agua podrían calentarse de $0 \text{ }^\circ\text{C}$ a $100 \text{ }^\circ\text{C}$ utilizando el calor liberado al formarse un mol de óxido de aluminio por la reacción de la termita?

04- A un laboratorio llega una muestra húmeda que es mezcla de carbonatos de calcio y de magnesio, de la que se desea saber la composición porcentual. Para ello se pesan 2,250 g de la misma y se calcinan en crisol de porcelana hasta su total descomposición a los óxidos correspondientes, en el proceso de calcinación se desprende dióxido de carbono gaseoso, que una vez medido a la presión de 1,5 atm y $30 \text{ }^\circ\text{C}$ da un valor de 413,1 cc. Una vez frío el crisol se precede a su pesada, llegando a la conclusión de que el residuo sólido resultante de la calcinación pesa 1,120 g. Calcule la composición porcentual de la muestra.

DATOS:

Calor específico del agua: $1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$.

Constante ebulloscópica del agua $0,52 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	C	N	O	Mg	Al	Ca	Fe
1,008	12,01	14,01	16,00	24,31	26,98	40,08	55,85

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 2000-2001

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Indique cuál a cuáles de las siguientes propuestas es correcta:

- 1) Mol es una unidad de masa que representa la masa molecular expresada en gramos.
- 2) Un mol es un número de Avogadro de partículas.
- 3) Un mol de agua tiene las mismas moléculas que un mol de benceno.
- 4) Cuando dos sustancias reaccionan lo hacen siempre mol a mol.
a) Sólo 1 b) Todas c) 2 y 3 d) 1, 2 y 4.

02.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- 1) Para determinar la masa molecular de un gas, suponiendo comportamiento ideal, lo más adecuado es pesar un volumen conocido a temperaturas bajas y presiones altas.
- 2) En iguales condiciones de presión y temperatura, dos moles de He ocuparán el mismo volumen que 1 mol de N₂.
- 3) A igualdad de temperatura, todos los gases tienen la misma energía cinética.
- 4) A volumen constante, la presión de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
a) Sólo 2 y 3 b) Sólo 1 y 4 c) Sólo 1, 2 y 3 d) Sólo 3

03.- La teoría de los choques expresa algunas veces la velocidad (v) de reacción de la forma siguiente: $v = p Z e^{(-E_a/RT)}$, siendo Z la frecuencia de los choques, mientras que la función exponencial es la probabilidad de que la energía de choque sea igual o mayor que E_a . El factor estérico, p , proporciona una explicación de:

- 1) Los choques moleculares.
- 2) Los choques con energía insuficiente.
- 3) Los choques con energía suficiente.
- 4) Los choques con orientación favorable.
a) 1 b) 3 c) 4 d) 1 y 2

04.- Establecidas las afirmaciones:

- 1) Los sólidos covalentes son malos conductores por tener los átomos en posiciones fijas.
- 2) Los sólidos metálicos son conductores porque los electrones se desplazan alrededor de los núcleos positivos.
- 3) Los sólidos iónicos fundidos conducen la corriente.
- 4) El enlace metálico sólo se da en estado sólido.

Señale qué respuesta es válida:

- a) Verdadera la 4 b) Verdaderas 1 y 3 c) Verdaderas 1 y 4 d) Falsas las 2 y 3.

05.- Si 0,200 moles de un gas ideal sufren una compresión adiabática reversible desde 400 torr y 1000 mL a un volumen final de 250 mL. ¿Qué se puede afirmar?

- 1) $Q = W$.

- 2) El incremento de $E = H$ = El incremento de H.
 - 3) El incremento de $E = Q$.
 - 4) El incremento de $E = W$.
- a) Sólo la 1 b) Sólo la 2 c) Sólo la 4 d) Ciertas la 1 y la 3.

06.- Cuáles de las siguientes proposiciones son falsas?

- 1) El método más preciso para calcular la entalpía de una reacción es a partir de las entalpias de enlace.
 - 2) El calor de formación del Hg (s) es cero.
 - 3) El calor de formación del Cl (g) es cero.
 - 4) El valor de la variación de entalpía de una reacción puede hallarse restando las entalpias de enlace de los productos de las de los reactivos.
- a) Todas b) Sólo 1, 2 y 3 c) Sólo 1, 3 y 4 d) Sólo 3 y 4.

07.- Dadas las siguientes afirmaciones:

- 1) El compuesto químico NaCl es 100 por cien iónico.
 - 2) Cuanto mayor es el radio del anión más se polariza por el efecto del catión.
 - 3) El catión Na^+ polariza más que el Be^{2+} al anión cloruro.
 - 4) Para compuestos químicos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye la temperatura de fusión. La propuesta correcta es:
- a) 1 y 3 b) 1 y 4 c) Sólo 2 y 4 d) 2 y 3.

08.- Se pretende elegir un reactivo para eliminar el CO_2 de la atmósfera de la cabina en una expedición lunar. La única condición que se pone es que su peso sea mínimo. ¿Cuál de los hidróxidos citados a continuación proporcionan el mínimo peso al sistema de control ambiental? (H = 1; Li = 7; O = 16; Mg = 24; Al = 27; K = 39; Cs = 133).

- 1) $2 \text{LiOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $2 \text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $2 \text{CsOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2$
- a) 1 y 2 b) 3 c) 4 d) 1

09.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- 1) La velocidad media de las moléculas de un gas aumenta al aumentar su temperatura.
 - 2) A igualdad de temperatura, cuanto mayor sea la masa molecular de un gas menor será la velocidad media de sus moléculas.
 - 3) Un gas real tiene un mayor covolumen cuanto menor sea el tamaño de sus moléculas.
 - 4) Para un gas real, el valor del factor de corrección de la presión en la ecuación de Van der Waals, es tanto mayor cuanto más fuertes sean sus fuerzas intermoleculares.
- a) Sólo 1, 2 y 4 b) Sólo 2 y 4 c) Todas d) Sólo 3 y 4.

10.- De los siguientes iones, diga los que se encuentran formulados correctamente:

- 1) Ion perclorato: ClO_4^{2-}
 - 2) Ion hipoyodito: IO_2^-
 - 3) Ion ortofosfato: PO_4^{3-}
 - 4) Ion bisulfito: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- a) 1, 2 y 3 b) 2 y 4 c) Sólo 3 d) 3 y 4

11.- Dos moles de un gas ocupan un volumen, V, cuando se encuentra a la presión de 2

atm y la temperatura de 25 °C. De las siguientes afirmaciones:

- 1) Este gas ocupa el mismo volumen, V, si la presión es 1 atm y la temperatura 50 °C.
- 2) Un mol de este gas ocupa el mismo volumen, V, a la presión de 4 atm y 25 °C.
- 3) Un mol de este gas ocupa un volumen, V, a la presión de 1 atm y 25 °C.
- 4) Los dos moles de gas ocupan un volumen 2 V, a la presión de 2 atm y 323 °C

Indique cuál es cierta:

- a) Sólo 1 y 3 b) Sólo 2 y 3 c) Sólo 3 y 4 d) Ninguna

12.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- 1) Si el aire saturado de humedad y a 80 °C contenido en un matraz de un litro, se enfría hasta 50 °C, condensará agua.
- 2) Si el aire saturado de humedad y a 80 °C contenido en un matraz de un litro se expande hasta un volumen de 10 litros, manteniendo constante la temperatura, la presión del agua disminuirá.
- 3) Si tenemos dos matraces, uno de 10 litros y otro de 2 litros, conteniendo ambos aire saturado de humedad a 40 °C, la presión ejercida por el agua será igual en ambos matraces.
- 4) Si un gas A y otro B se encuentran en un mismo recipiente cerrado, la presión parcial de A y la de B serán iguales.

- a) Sólo 1, 2 y 3 b) Sólo 1, 3 y 4 c) Sólo 1 y 2 d) Todas.

13.- En un matraz de 5 litros se establece al calentar el equilibrio:



¿Cuál sería el efecto de agregar 1 g de $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ a temperatura constante?

- 1) Aumentaría CO_2
- 2) No variaría CO_2
- 3) Disminuiría CO_2
- 4) Disminuiría la velocidad de reacción.

- a) Cierta sólo la 1 b) Cierta sólo la 2 c) Cierta sólo la 3 d) Ciertas la 1 y la 4.

14.- Las siguientes afirmaciones se refieren a las ecuaciones químicas:

- 1) Se conserva la masa.
- 2) Se conservan las moléculas.
- 3) Se conservan los átomos.
- 4) Se conservan los moles.

¿Cuál de las afirmaciones que se proponen es falsa?

- a) Todas b) Sólo 2 y 4 c) Sólo la 3 d) Ninguna es falsa.

15.- Se hacen las proposiciones siguientes:

- 1) La valencia electrónica de un elemento químico es el número de electrones desapareados que posee.
- 2) Se dice que el enlace covalente tiene carácter direccional.
- 3) El oxocloruro de carbono (cloruro de carbonilo) presenta resonancia.
- 4) El dióxido de azufre no presenta resonancia.

Puede considerarse correcta la respuesta:

- a) Ciertas 1 y 3. b) Falsas 2, 3 y 4 c) Ciertas 2 y 3 d) Ciertas 1 y 2.

16.- Teniendo en cuenta el modelo atómico propuesto por Bohr se cumple que:

- 1) El electrón al girar tiene tendencia a salirse de su órbita.
- 2) La velocidad del electrón disminuye al aumentar n.
- 3) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de n.
- 4) El momento de inercia del electrón en su giro es: $n h/2\pi$.

Se considera correcta la proposición:

- a) 3 b) 1 y 4 c) 2 y 3 d) 2.

17.- El HI (g) está disociado en un 20 % en I₂ y H₂ a 700 °C y 1 atm. Si mantenemos constante la temperatura y aumentamos la presión:

- 1) La disociación será mayor que el 20 %
 - 2) La disociación será menor que el 20 %.
 - 3) No se disociará.
 - 4) Se disociará igual, ya que la presión no afecta a este equilibrio.
- a) Cierta la 1 b) Cierta la 2 c) Cierta la 3 d) Cierta la 4.

18.- Dados los números cuánticos siguientes como posibles para unos electrones:

- 1) 2, 1, 0, - ½ 2) 2, 1, -1, ½
- 3) 2, 1, -1, - ½ 4) 2, 0, 0, ½

Indique si alguna de las propuestas siguientes es correcta.

- a) Todos posibles b) Posible sólo 1 y 2 c) Posible sólo el 4 d) Ninguna es posible.

19.- La teoría de los choques para las reacciones químicas establece que:

- 1) En cada choque molecular tiene lugar una reacción química.
- 2) Sólo se producen choques energéticos.
- 3) Las velocidades de reacción son del orden de las velocidades moleculares.
- 4) La velocidad es directamente proporcional al número de choques por segundo.

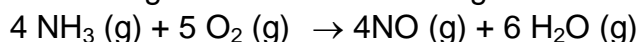
La propuesta correcta es:

- a) 1 b) 2 y 3 c) 3 y 4 d) 4.

20.- Un recipiente contiene agua líquida y vapor de agua en equilibrio a 100 °C y 1 atm. Si mantenemos constante la temperatura y aumentamos la presión, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- 1) Se formará más vapor. 2) Se formará más líquido.
 - 3) No se desplazará el equilibrio. 4) Solidificará el vapor
- a) Sólo 1 b) Sólo 1 y 4 c) Sólo 2 d) Sólo 3.

21.- En un recipiente cerrado, a volumen constante y alta temperatura, se produce de forma espontánea la siguiente reacción entre gases:



Como consecuencia de ello se hacen las siguientes afirmaciones:

- 1) Se produce un aumento de la densidad del sistema.
- 2) Se produce un aumento de la presión en el sistema.
- 3) Se produce un aumento de la entropía del sistema.
- 4) Se produce una disminución de la energía libre del sistema.

Señale si alguna de las proposiciones siguientes es errónea:

- a) 2 y 3 b) 2 y 4 c) Sólo 3 d) Sólo 1

22.- Mediante un ciclo, 1 mol de gas cloro, que estaba inicialmente a 100 °C y 1 atm, realiza un trabajo de 125 J. ¿Qué se verifica?

- 1) El incremento de E > 0.
- 2) El incremento de S < 0.
- 3) El entorno cede calor al sistema.
- 4) Faltan datos para verificar las respuestas.

- a) Todas b) Sólo la 2 y 4 c) Sólo la 3 d) Sólo la 1

23.- Dadas las siguientes afirmaciones:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que tienen diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento químico se corresponde con el número total de electrones.
- 3) De un modo aproximado, la masa atómica relativa de un elemento químico es la suma de la masa de los protones más la de los electrones.
- 4) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en la posición de los electrones en las distintas orbitas.

Se considera correcta la propuesta:

- a) Sólo 1 y 3 b) Sólo 2 y 4 c) Ninguna d) Sólo la 4

24.- Dada la reacción siguiente $n A + m B \rightarrow x C + Q \text{ Kcal}$, donde A, B y C representan sustancias puras, gaseosas, se presentan las siguientes afirmaciones:

- 1) Para formar 1 mol de C se requieren n/x moles de A.
- 2) $n + m = x$.
- 3) Si n y m (ambos) son números pares, x debe ser impar.
- 4) Tiene lugar un cambio de fase.

¿Cuál de las proposiciones siguientes es cierta?

- a) 1 b) 2 y 3 c) 3 d) 2 y 4

25.- Dados los siguientes conceptos sobre los números cuánticos:

- 1) n, número cuántico principal, representa el volumen efectivo del orbital.
- 2) m, número cuántico magnético, representa la orientación espacial del orbital.
- 3) Los electrones con igual n, l y distinto valor de m están en distinto nivel energético.
- 4) l, número cuántico de espín representa la dirección posible de giro del electrón sobre su eje.

Se considera correcta la proposición:

- a) Sólo 1 es cierta b) 1 y 2 son ciertas c) Sólo 4 es cierta d) 2 y 3 son ciertas

26.- El Ag_2CO_3 (s) al calentarlo se descompone según: Ag_2CO_3 (s) \rightleftharpoons Ag_2O (s) + CO_2 (g), con $K_p = 0,0095$ a 120°C . Si se quiere impedir cualquier pérdida de peso en el Ag_2CO_3 (s), la presión parcial del CO_2 (g) deberá ser:

- 1) Mayor que 0,0095 atm.
- 2) Menor que 0,0095 atm.
- 3) Igual a la presión parcial del Ag_2O (s).
- 4) 1 atm.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Sólo la 1 b) Sólo la 2 y 3 c) Sólo la 4 d) Todas falsas.

27.- A presión constante, la reacción N_2 (g) + 2 O_2 (g) \rightarrow 2 NO_2 (g) absorbe 66,4 kJ por mol de N_2 que reacciona:

- 1) Se trata de una reacción exotérmica.
- 2) En la reacción $\Delta S > 0$.
- 3) La reacción es termodinámicamente espontánea.
- 4) En el proceso $\Delta U > 0$ si $(RT) < 66,4 \text{ kJ/mol}$.

La propuesta correcta es:

- a) Sólo la 2 b) Sólo la 1 y 3 c) Ninguna d) Sólo la 4

28.- Establecidas las premisas siguientes:

- 1) La afinidad electrónica del P < Si.
- 2) En general, las segundas afinidades electrónicas son negativas.
- 3) El Ti^+ es más estable que el B^+ .
- 4) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento químico capta un electrón.

Señale cuál de las propuestas siguientes es válida.

- a) Falsa premisa 3 b) Falsas premisas 2 y 4 c) Ciertas 2 y 3 d) Cierta premisa 4.

29.- ¿Cuales de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- 1) A igualdad de temperatura, la presión ejercida por un mol de gas en un matraz de 5 litros es igual a la ejercida por cinco moles en un matraz de un litro.
- 2) A igualdad de temperatura y volumen, $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ejercen igual presión que $12,046 \cdot 10^{23}$ moléculas de Ne.
- 3) La presión total de una mezcla de gases es suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de sus componentes.
- 4) Por mucho que se aumente la presión, un gas no puede licuarse a temperaturas superiores a su temperatura crítica.

- a) Sólo 1 b) Sólo 1 y 2 c) Sólo 1, 2 y 4 d) Sólo 3 y 4.

30.- De las siguientes configuraciones electrónicas:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^5$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^5 4s^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1 4p^7$

¿Cuáles son compatibles con el estado de menor energía de algún átomo?

- a) 2, 3 y 4 b) Todas c) Sólo 2 d) 1, 2 y 3

31.- Indique en cuál o cuáles de los equilibrios siguientes, un aumento de la presión produce el efecto indicado:

- 1) $CH_4(g) + 2 S_2(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 2 H_2S(g)$ Desplazamiento hacia la derecha
- 2) $CO(g) + 2 H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$ Desplazamiento hacia la derecha
- 3) $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ Ningún efecto
- 4) $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$ Ningún efecto

- a) 3 y 4 b) Sólo 2 c) Sólo 1 d) Ninguno

32.- ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos se preferirá como anticongelante empleando igual masa del mismo para la misma cantidad de disolvente?

- 1) Etanol 2) $C_3H_8O_3$ (glicerina) 3) Glucosa. 4) $C_2H_6O_2$ (etilenglicol).
- a) Todos igual b) Sólo 2 c) Sólo 1 d) Sólo 3

33.- Cuando un elemento químico presenta las propiedades siguientes: potencial de ionización alto, elevada electroafinidad, gran número de electrones de valencia, actúa siempre con un número de oxidación muy bajo, se trata del:

- 1) Oxígeno 2) Sodio 3) Fósforo 4) Flúor

Se considera correcta la propuesta:

- a) 2 b) Ninguna c) 1 y 3 d) 4

34.- Dada la reacción siguiente, $n A + m B \rightarrow x C + Q \text{ kcal}$, donde A, B y C representan sustancias puras, y gaseosas se propone como posible balance energético:

- 1) $n Q \text{ kcal}$ 2) $(n + m) Q \text{ kcal}$ 3) $\frac{Q}{n} \text{ kcal}$ 4) $(\frac{x}{n+m}) Q \text{ kcal}$

La cantidad de energía liberada por mol de A es:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4.

35.- Si expresamos la concentración de una disolución acuosa en:

- 1) Molaridad 2) Molalidad 3) Fracción molar 4) % en masa

¿Cuáles de ellos variarán al modificar la temperatura?

- a) Todas b) Sólo 1 c) 2, 3 y 4 d) Sólo 3 y 4.

36.- Se sabe que el consumo de 44 g de etanol produce una concentración promedio de alcohol en sangre de 0,08 g/100 mL de sangre. Si el volumen total de sangre en un adulto es de 7,0 litros, se propone como porcentaje de alcohol ingerido que se encuentra en la sangre (masa molar del etanol, C_2H_5OH , 46 g/mol).

- 1) 0,08 % 2) 1,3 % 3) 13 % 4) $100 \cdot (44/46) \% = 96\%$

Cuál de las siguientes propuestas es la correcta:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4.

37.- Se preparan dos disoluciones acuosas de un soluto no electrólito y no volátil, una A, al 2% en masa y la otra, B, al 4 % en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es muy próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa suponiendo comportamiento ideal?

- 1) La molalidad en B es la mitad que en A.
2) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
3) La presión osmótica de A es menor que la de B.
4) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

- a) Todo falso b) Falso la 2 y 4 c) Falso la 1 d) Falso la 3 y la 4.

38.- La constante de Madelung, en la ecuación de la U_0 , es un factor que está relacionado con:

- 1) Las cargas. 2) La distancia entre los iones.
3) La relación de radios r_c/r_a . 4) El índice de coordinación

Se considera correcta la propuesta:

- a) Sólo 3 y 4 b) Sólo 1 c) 1, 2 y 3 d) 2, 3 y 4

39.- Dada la función de onda $\Psi(2, 2, 0)$, ésta representa:

- 1) El orbital 2p 2) El orbital 2d
3) El orbital 2s 4) No representa ningún orbital.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) 2 b) 4 c) 1 d) 3

40.- Si una disolución acuosa tiene una temperatura de ebullición de 100,15 °C, ¿cuál será su temperatura de congelación suponiendo comportamiento ideal? Datos: Constante crioscópica: 1,86, Constante ebulloscópica: 0,512, en sus unidades respectivas.

- 1) - 0,54 °C 2) - 0,15 °C 3) 0,15 °C 4) 0,54 °C
a) La 1 b) La 2 c) La 3 d) La 4

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01.- Se colocan 0,6325 g de ácido benzoico (sólido a temperatura ambiente) en una bomba calorimétrica (calorímetro adiabático que funciona a volumen constante). En la bomba, rodeando al reactor, hay 2 L de agua a una temperatura inicial de 25,00 °C. La capacidad calorífica del calorímetro (excluyendo el agua) se ha determinado en un experimento anterior y es de 44,366 calorías/grado.

Tras la combustión completa de los 0,6325 g de ácido benzoico la temperatura del agua alcanza los 26,97 °C

- Calcule la energía interna de combustión por mol de ácido benzoico.
- Calcule la entalpía de combustión por mol de ácido benzoico.

Capacidad calorífica del agua a 25 °C = 4,184 J g⁻¹ K⁻¹. Densidad del agua a 25 °C = 0,998 g mL⁻¹. R = 8,3143 J K⁻¹ mol⁻¹.

Masas atómicas: C = 12,01; O = 16,00; H = 1,008

02.- La constante de equilibrio correspondiente a la reacción entre el I₂ y el H₂ para formar HI toma el valor 50 a 448 °C.

- Calcule en qué proporción molar se han de mezclar I₂ y H₂ a dicha temperatura para que reaccione el 80 % de la cantidad de I₂ mezclada.
- Indique cuál sería dicha proporción molar si la presión se elevase hasta alcanzar un valor doble que la del apartado anterior.

03.- Un vaso A contiene 1,68 g de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, en 20 g de agua; otro vaso B contiene 2,45 g de una sustancia X, no electrólito y no volátil en 24 g de agua. Los vasos se colocan juntos en un recipiente vacío y se espera. Al cabo de un cierto tiempo se encuentra que la masa total del vaso A es 24,9 g.

Calcule la masa molecular de la sustancia X.

04.- Para determinar la composición de un bicarbonato sódico comercial, formado por una mezcla de carbonato ácido de sodio y carbonato de sodio, junto con pequeñas cantidades de agua y sales amónicas volátiles, se pesan 0,9985 g de sustancia que se disuelven en agua y acidulan con ácido sulfúrico. El dióxido de carbono que se desprende se absorbe en disolución de hidróxido potásico, comprobándose un aumento de masa de 0,5003 g en el aparato de absorción.

La disolución sulfúrica se evapora a sequedad y se pesa el residuo una vez calcinado, obteniéndose 0,8362 g.

- Calcule el porcentaje de los carbonatos ácido y neutro existentes en la muestra original.
- Explique cómo hubiera realizado prácticamente en el laboratorio la determinación señalada.

Masas atómicas: Na = 23,00, K = 39,01

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 2001-2002

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Se tienen dos matraces de vidrio del mismo volumen, cerrados y a una misma temperatura de 25 °C. El matraz A contiene 2 g de hidrógeno y el matraz B contiene 32 g de oxígeno. Indique si alguna de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) Los dos recipientes tienen el mismo número de moles.
- b) Los dos recipientes tienen inicialmente la misma presión.
- c) Si se eleva la temperatura de 25 °C hasta 50 °C en los dos matraces, la presión en A seguirá siendo igual a la presión en B.
- d) Si se ponen en comunicación los dos matraces, la presión total será la misma en A y en B, y su valor será el doble de la presión inicial al sumarse las presiones parciales.

02.- El isótopo ${}_{19}^{42}\text{K}$ tiene un tiempo de semidesintegración de 12 horas. ¿Cuál es la fracción de concentración inicial de dicho isótopo que queda después de 48 horas?

- a) 1/16
- b) 1/8
- c) 1/4
- d) 1/2

03.- Disponemos de dos disoluciones A y B, la disolución A contiene 6,00 g de CH₃OH en 1 kg de agua y la disolución B: 6,00 g de CH₃OH en 1 kg de tetracloruro de carbono, CCl₄. A 20 °C la densidad de A < densidad de B. ¿Cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta?

- a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
- b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
- c) Las fracciones molares de CH₃OH en A y B son iguales.
- d) El % en masa de metanol es diferente en A que en B.

04.- ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto químico AlCl₃:

- a) sp²
- b) s²p
- c) sp³
- d) sp

05.- Se pesa un recipiente cerrado que contiene NH₃ en estado gaseoso, a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena después con O₂ (g) a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:

- a) El peso del vapor de NH₃ es igual al peso de O₂.
- b) El número de moléculas de NH₃ y de O₂ es diferente.
- c) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene NH₃ es igual al número total de átomos cuando contiene O₂.
- d) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene NH₃ es 2 veces mayor que cuando contiene O₂.

06.- Se hacen reaccionar completamente 1,00 litros de C₃H₆O (acetona) y 4,00 litros de O₂ ¿Cuál será el volumen ocupado por los productos?

- a) 6,00 litros
- b) 22,4 litros
- c) 44,8 litros
- d) 67,2 litros

e) Ninguno de los volúmenes indicados.

07.- Una mezcla gaseosa está formada por 4 milimoles de H_2 por cada milimol de Ne
¿Cuál será la presión parcial del Ne?

- a) 1/4 de la presión total.
- b) 3/4 de la presión total.
- c) 1 atmósfera.
- d) 1/5 de la presión total.

08.- Señale cuál de las especies que se presentan a continuación tiene menos posibilidades de existir:

- a) BBr_3
- b) PCl_3
- c) NCl_5
- d) PCl_5

09.- Un recipiente cerrado contiene 100 mL de un gas, el cual se calienta de $10^\circ C$ a $24^\circ C$, manteniendo constante la presión y la cantidad de gas ¿Cuál es el volumen resultante?

- a) 114 mL
- b) 100 mL
- c) 105 mL
- d) 200 mL

10.- La combustión de gas metano (CH_4) produce dióxido de carbono y agua. Indique cuál de las siguientes reacciones químicas describe correctamente dicho proceso.

- a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
- b) $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
- c) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- d) $CH_4 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

11.- Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:

- a) 4,98
- b) 35,0
- c) 31,0
- d) 18,5

12.- De las afirmaciones siguientes sólo una es cierta:

- a) Cuanto menor es el radio de un anión más se polariza por efecto de un determinado catión.
- b) El catión Na^+ es más polarizante que el Be^{2+} .
- c) Entre dos compuestos químicos semejantes, presenta mayor porcentaje de carácter iónico el más polarizado.
- d) En general, entre dos compuestos químicos semejantes, al aumentar el porcentaje de carácter covalente disminuyen las temperaturas de fusión.

13.- ¿Cuál de las siguientes cantidades de gas oxígeno contiene mayor número de moléculas?

- a) 2,5 moles.
- b) 78,4 L en condiciones normales.
- c) 96 g.
- d) 10 L medidos a 2 atm de presión y $100^\circ C$ de temperatura. ($R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).

14.- La teoría de los choques expresa algunas veces la velocidad (v) de reacción de la forma siguiente: $v = p Z e^{(-E_a/RT)}$, siendo Z la frecuencia de los choques, mientras que la función exponencial muestra la probabilidad de que la energía de choque sea igual o

mayor que E_a . El factor estérico, p , proporciona una explicación de:

- a) Los choques moleculares.
- b) Los choques con energía insuficiente.
- c) Los choques con energía suficiente.
- d) Los choques con orientación favorable.

15.- Decidir cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) En un proceso cuando se evapora 0,1 mol de N_2 (l) en su temperatura de ebullición normal, se absorbe calor y se mantiene la temperatura constante.
- b) El calor de formación del Fe (l) es cero.
- c) Para un proceso la variación de entalpía siempre es igual al calor a presión constante.
- d) La condensación es un proceso endotérmico.

16.- El ión más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:

- a) El átomo de magnesio.
- b) El ión más estable del flúor.
- c) El átomo de neón.
- d) El átomo de sodio.

17.- Si el número de electrones, así como el número de todas las especies químicas que intervienen en los procesos de oxidación y de reducción de una pila galvánica, se multiplica por dos:

- a) El potencial de la pila se duplica.
- b) El potencial se reduce a la mitad.
- c) El potencial no varía.
- d) El potencial no varía, lo que varía es la fuerza electromotriz.

18.- Se hacen reaccionar H_2 e I_2 para dar HI gaseoso ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio?

- a) La concentración inicial de H_2 .
- b) La temperatura.
- c) La presión total del sistema.
- d) El volumen de la vasija de reacción.

19.- Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/mL, los gramos de oxígeno disueltos en 1,0 litros de agua son:

- a) 0,0050 g
- b) 0,0096 g
- c) $3,0 \cdot 10^{-7}$ g
- d) $9,4 \cdot 10^{-5}$ g.

20.- De la molécula del cloruro de arsénico (III) se puede afirmar que:

- a) Su geometría es trigonal plana.
- b) Su geometría es piramidal trigonal.
- c) Existen cinco pares de electrones en torno al átomo central.
- d) Es una molécula angular con hibridación sp^3 .

21.- Para la siguiente reacción: PCl_5 (g) \rightarrow PCl_3 (g) + Cl_2 (g) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G = \Delta H + T \Delta S$.
- b) $\Delta S > 0$.
- c) $\Delta G > 0$.
- d) $\Delta S_f^\circ = 0$ para Cl_2 (g).

22.- El equilibrio dinámico implica:

- a) Una tendencia sólo hacia entalpía mínima.
- b) Una tendencia sólo hacia el desorden molecular o entropía máxima.
- c) Un reajuste entre las tendencias hacia entalpía mínima y entropía máxima.
- d) Un reajuste entre las tendencias hacia un máximo de calor y mínimo trabajo.

23.- Si de una disolución saturada de un sólido prácticamente insoluble en agua evaporamos la mitad del agua manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será la molaridad de la disolución?

- a) Igual a la inicial.
- b) La mitad de la inicial.
- c) El doble de la inicial.
- d) Cuatro veces la inicial.

24.- Un orbital atómico es:

- a) Una función matemática que da una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- c) Es una circunferencia o una elipse, dependiendo del tipo de electrón.
- d) Es útil para calcular la energía de una reacción química.

25.- El potencial estándar de la pila en la que se produce la siguiente reacción:

$2 \text{Cu}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq})$ es 0,19 V a 25 ° C. Sabiendo que $F = 96.489 \text{ C}$, el valor de ΔG° es:

- a) - 18,33 kJ.
- b) - 95,00 kJ.
- c) + 37,23 kJ.
- d) - 37,23 kJ.

26.- Se trata un exceso de NaOH con 1,12 litros de cloruro de hidrógeno gas seco medido en condiciones normales. ¿Qué masa de cloruro sódico se forma? (la reacción se supone completa).

- a) 0,050 g.
- b) 1,8g.
- c) 2,0 g.
- d) 2,9 g.

27.- Dadas las siguientes fórmulas: C_2H_2 ; $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$; C_6H_6 ; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; Na_2O_2 .

- a) Todas son fórmulas empíricas.
- b) La única fórmula empírica es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- c) C_2H_2 y C_6H_6 son fórmulas empíricas.
- d) Sólo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.

28.- De los compuestos químicos siguientes señale aquél cuyo comportamiento iónico sea más acusado:

- a) CCl_4
- b) TiCl_4
- c) BeCl_2
- d) CaCl_2

29.- La entropía del universo:

- a) Es siempre cero.
- b) Siempre aumenta.
- c) Permanece constante.
- d) Siempre disminuye.

30.- Los coeficientes correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente: $\text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{Br}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Br}^- (\text{aq})$, son:

- a) 1, 1, $\frac{1}{2}$, 4, 2
- b) 2, 3, 1, 8, 6
- c) 1, 2, $\frac{1}{2}$, 4, 2
- d) 2, 1, 1, 8, 2
- e) 1, 2, 1, 4, 2

31.- ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato potásico es la más concentrada?:

- a) 0,011 M
- b) Una disolución que contiene 50 g/L
- c) Una disolución que contiene 0,5 moles en 750 mL de disolución.
- d) 250 ppm.

32.- ¿Cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3 ?

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) p^3
- d) dsp

33.- La semirreacción ajustada que representa H_2O_2 (aq) actuando como agente reductor en disolución ácida (por ejemplo frente a permanganato) es:

- a) $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^-$
- b) $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) + 2\text{e}^-$
- c) $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- d) $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^-$

34.- La teoría de los choques para las reacciones químicas establece que:

- a) En cada choque molecular tiene lugar una reacción química.
- b) Sólo se producen choques energéticos.
- c) Las velocidades de reacción son del orden de las velocidades moleculares.
- d) La velocidad es directamente proporcional al número de choques por segundo.

35.- Una disolución de amoníaco de densidad 0,910 g/mL y del 25 % en masa tiene una molaridad de:

- a) 5,6 M
- b) 12,5 M
- c) 2,4 M
- d) 13,4 M

36.-Cuál de las respuestas siguientes define correctamente la idea de “degeneración energética orbital”

- a) Orbitales de la misma simetría.
- b) Orbitales de idéntica energía.
- c) Orbitales con el mismo número cuántico “l”.
- d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.

37.- ¿Cuáles de las siguientes condiciones darán lugar a una reacción espontánea a cualquier temperatura?

- a) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$.
- b) $\Delta H > 0, \Delta S = 0$.
- c) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$.
- d) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$.

38.- Al disolver FeCl_3 (s) en agua se forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. La ecuación que mejor representa dicho proceso es:

- a) $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{FeCl}_3 (\text{s})$
- b) $\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Cl}_3^- (\text{aq})$
- c) $\text{FeCl}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Cl}_3^- (\text{aq})$
- d) $\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$
- e) $\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_3 (\text{aq})$

39.- Indicar qué proposición es la correcta:

- a) 1 mol de cloruro sódico ocupa 22,4 litros.
- b) El agua y el ácido acético (CH_3COOH) son inmiscibles.
- c) 22,4 litros de monóxido de carbono, en condiciones normales, contienen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- d) El agua y el benceno son miscibles.

40.- Señale cuál de las respuestas siguientes le parece la correcta:

- a) El catión Fe (II) es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe (III).

- b) El catión Al^{3+} es un ácido de Lewis más fuerte que el Li^+ .
- c) Tanto el BF_3 como el AlCl_3 son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
- d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es cierta.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	C	N	O	Ne	Na	Cl	K	Mn
1,008	12,01	14,01	16,00	20,18	22,99	35,45	39,10	54,94
Cu								
63,54								

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01.- En la combustión de 24,5 litros de una mezcla de n_1 moles de etano y n_2 moles de propano (a 25°C y 1 atm) se liberan 1889 kJ.

- a) Calcular el número total de moles, $n_1 + n_2$.
- b) Escriba las ecuaciones termoquímicas de combustión del etano y del propano.
- c) Calcule n_1 y n_2 e indique en qué cuantía contribuye cada gas a la entalpía total de la combustión.

Datos: $H_f^\circ = -85\text{ kJ mol}^{-1}$ para el etano (g); -104 kJ mol^{-1} para el propano (g);
 -394 kJ mol^{-1} para el CO_2 (g) y -285 kJ mol^{-1} para el H_2O (l).

02.- A 473 K y 2 atmósferas de presión el PCl_5 se disocia en un 50 % en PCl_3 y Cl_2 . Calcule la presión parcial del PCl_5 en el equilibrio y la constante K_c .

03.- El sodio forma disoluciones de color azul con amoníaco. Disponemos de 1707 g de disolución de sodio en amoníaco líquido, siendo la fracción molar del sodio 0,0937, ¿cuántos gramos de amoníaco deberíamos evaporar si necesitamos que la fracción molar aumentase a 0,1325? Datos. Masas atómicas relativas del N: 14,0; H: 1,0; Na: 23,0.

04.- De un mineral de hierro sabemos que está constituido por óxido de hierro (III) e impurezas inertes. Para realizar su análisis se disuelven 446,0 mg de mineral en ácido clorhídrico. Posteriormente, para mayor garantía, se reduce todo el hierro a ión ferroso que luego se valora en medio ácido con permanganato potásico 0,0210 M y del que se emplean 38,60 mL.

- a) Escriba y ajuste iónicamente la ecuación de la reacción de oxidación del hierro una vez reducido.
- b) Calcule el porcentaje de hierro en la muestra de mineral, expresando el resultado como hierro y como óxido férrico.

Datos: masa atómica relativa del hierro 55,85.

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 2002-2003

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- En la familia de los halógenos el flúor es el elemento químico más activo porque:

- a) En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
- b) Forma moléculas diatómicas.
- c) Presenta un número impar de electrones.
- d) Presenta el menor radio atómico.

02.- Indique cuál de los compuestos químicos propuestos presenta un mayor carácter iónico en su enlace:

- a) CCl_4 .
- b) SbCl_3 .
- c) CaCl_2 .
- d) ZrCl_4 .

03.- Los únicos productos del análisis de un compuesto químico puro fueron 0,5 moles de átomos de carbono y 0,75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto químico es:

- a) CH_4 .
- b) CH .
- c) C_2H_3 .
- d) CH_2 .

04.- ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?

- a) Hay especies X^- , H^+ y HX en concentraciones apreciables.
- b) Hay HX en mayor proporción que X^- y H^+ .
- c) La concentración de protones es muy superior a la de aniones.
- d) La disociación es total.

05.- En la reacción en equilibrio $\text{HX}(\text{ac}) + \text{Y}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{HY}(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{ac})$ con $K_c \gg 1$ ¿Qué se verifica?

- a) La acidez de la especie $\text{HY} \gg \text{HX}$.
- b) La basicidad de la especie $\text{Y}^- \gg \text{X}^-$.
- c) La especie X^- es mejor aceptora de un protón que Y^- .
- d) La reacción estará poco desplazada a la derecha.

06.- Suponiendo que todos los gases tengan comportamiento ideal, ¿en cuál de las siguientes reacciones químicas la variación de entalpía es igual a la variación de energía interna?:

- a) $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- b) $\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{FeCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- c) $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$
- d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$

07.- 50 mL de una disolución de hidróxido potásico ($M = 56 \text{ g mol}^{-1}$) tiene una densidad de 1,46 g/mL y del 45 % en masa contiene los siguientes gramos de hidróxido potásico:

- a) $1,81 \cdot 10^{-2} \text{ g}$
- b) 24,5 g
- c) $8,13 \cdot 10^{-5} \text{ g}$
- d) 32,8 g

08.- Qué ocurrirá si aumenta el pH de una disolución acuosa saturada en H_2S :

- a) Aumentará la $[\text{H}_2\text{S}]$.
- b) Aumentarán la $[\text{H}_2\text{S}]$ y $[\text{S}^{2-}]$
- c) Disminuirá $[\text{H}_2\text{S}]$ y aumentará $[\text{S}^{2-}]$
- d) Aumentará $[\text{H}_3\text{O}^+]$

09.- Alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo IIA) no es correcta:

- a) Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
- b) El radio iónico es mayor que el radio atómico.
- c) El radio atómico aumenta al hacerlo el número atómico.
- d) Son elementos químicos muy electropositivos.

10.- Para los siguientes compuestos químicos, señale qué ángulo de enlace es el mayor:

- a) BF_3 b) H_2O c) H_2CCl_2 d) BeCl_2

11.- Señale la proposición correcta:

- a) En 11,2 L de nitrógeno gaseoso, a 0°C y 1 atm, hay $\frac{1}{2}$ N (constante de Avogadro) átomos de oxígeno.
- b) En una reacción entre gases, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de los productos.
- c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma p y T).
- d) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma p y T).

12.- A la misma temperatura un ácido HX tiene un pK de 4 en el disolvente A y un pK de 2 en el disolvente B. ¿Qué afirmación es cierta?:

- a) El disolvente A es más básico que el B.
- b) El disolvente A es más ácido que el B.
- c) Los dos disolventes son igualmente básicos.
- d) Es imposible ya que el pK de un ácido no depende del disolvente.

13.- La masa de dióxido de carbono (44 g mol^{-1}) que se obtiene en la combustión completa de 52 g de etino (26 g mol^{-1}) es:

- a) 25 g. b) $4,8 \cdot 10^3 \text{ g}$. c) $1,8 \cdot 10^2 \text{ g}$. d) 45 g.

14.- Se tiene una reacción reversible entre gases ideales del tipo: $2 \text{ A} \rightleftharpoons \text{ B} + \text{ C}$, en la que $\Delta G = + 55 \text{ kcal}$, a 25°C :

- a) La reacción se produce hasta que $\Delta G = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
- b) La reacción no se produce espontáneamente.
- c) La reacción es siempre espontánea por tratarse de gases ideales.
- d) En la reacción se produce una considerable variación de entropía.

15.- Para lograr la combustión del carbón, éste debe calentarse previamente, ¿por qué?

- a) La reacción de combustión es endotérmica.

- b) El número de moléculas que pueden sobrepasar la barrera de activación será mayor.
- c) La reacción de combustión es exotérmica.
- d) La reacción a temperatura ambiente no es espontánea.

16.- ¿Cuáles de las siguientes condiciones darán lugar a una reacción espontánea a cualquier temperatura?

- a) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$.
- b) $\Delta H > 0$, $\Delta S = 0$.
- c) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$.
- d) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.

17.- Indique cuál de las siguientes afirmaciones es válida para un orbital atómico:

- a) Es una función matemática que da una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- b) Es un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- c) Es una circunferencia o una elipse, dependiendo del tipo de orbital.
- d) Sirve para calcular la energía de una reacción.

18.- Un compuesto químico de fórmula AB_3 contiene un 40 % en masa de A. La masa atómica de A debe ser:

- a) La mitad de B.
- b) Igual a la de B.
- c) El doble de B.
- d) La tercera parte de B.

19.- De las siguientes afirmaciones sólo una es cierta:

- a) El catión Fe^{2+} es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe^{3+} .
- b) El catión Li^+ es un ácido de Lewis más fuerte que el Al^{3+} .
- c) El BF_3 y el $AlCl_3$ pueden actuar como ácidos.
- d) Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.

20.- Se pesa un balón de vidrio cerrado que contiene metano en condiciones normales de presión y temperatura. Se vacía y se llena después con oxígeno en las mismas condiciones:

- a) La masa del vapor del metano es igual a la masa de oxígeno.
- b) El número de moléculas de metano es la mitad que el número de moléculas de O_2 .
- c) El número total de átomos en el recipiente con metano es igual al número total de átomos con oxígeno.
- d) La masa del vapor del metano es la mitad de la masa del oxígeno.

21.- ¿Por qué el ión OH^- es la base más fuerte que existe en disolución acuosa?

- a) Porque es la base conjugada del H_3O^+ .
- b) Porque no hay otras bases más que el ión OH^- .
- c) Porque los OH^- se encuentran siempre en disolución acuosa.
- d) Porque el agua reacciona completamente con las bases fuertes para dar iones OH^- .

22.- Un determinada masa de metanol produce mayor descenso de la temperatura de congelación en una masa dada de agua que la misma cantidad de alcohol etílico, debido a que el metanol:

- a) Tiene menor masa molecular.

- b) Es más soluble en agua.
- c) Tiene mayor temperatura de ebullición.
- d) Tiene menor temperatura de congelación.

23.- Cuando se añaden 10^{-3} moles de un ácido fuerte a un litro de agua a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) La constante de ionización del agua aumenta.
- b) Aumenta el grado de ionización del agua.
- c) Disminuye el porcentaje de ionización del agua.
- d) El porcentaje de ionización del agua no se modifica si no variamos la temperatura.

24.- Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H, C-C, y H-H son 99 kcal mol^{-1} , 83 kcal mol^{-1} y 104 kcal mol^{-1} , el valor de ΔH de la reacción: $3\text{ CH}_4 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 + 2\text{ H}_2$ es igual a:

- a) 22 kcal .
- b) -22 kcal .
- c) 77 kcal .
- d) -77 kcal .

25.-Cuál de las siguientes respuestas puede servir como definición de la "degeneración energética orbital":

- a) Orbitales con la misma simetría.
- b) Orbitales con idéntica energía.
- c) Orbitales con el mismo número cuántico "l".
- d) Orbitales con la misma orientación espacial.

26.- Si un hidrocarburo contiene $2,98\text{ g}$ de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:

- a) CH.
- b) C_2H_2 .
- c) C_2H .
- d) CH_4 .

27.- Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:

- a) La diferencia de electroafinidades entre los átomos que lo constituyen.
- b) La diferencia de electronegatividades entre los átomos constituyentes.
- c) El tamaño relativo entre catión y anión.
- d) El potencial de ionización del catión.

28.- En la reacción: $\text{Cl}_2 + 2\text{ NaI} \rightarrow 2\text{ NaCl} + \text{I}_2$

- a) El cloro actúa como reductor.
- b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
- c) El yodo es el oxidante conjugado de los iones yoduro.
- d) Los iones cloruro son los oxidantes conjugados del cloro.

29.- En la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{ HF}(\text{g})$ con $\Delta H = -536\text{ kcal}$ y energía de activación 208 kJ , ¿cuál de los siguientes enunciados no es correcto?

- a) El calor de formación del HF es -268 kJ/mol .
- b) La energía de activación de la reacción inversa es 372 kJ por mol de HF.
- c) En el equilibrio, un aumento de la temperatura favorece la reacción inversa, aumentando la concentración de H_2 y F_2 .
- d) En el equilibrio un aumento de la temperatura y la presión favorece la reacción directa, aumentando la concentración de HF.

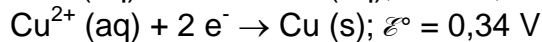
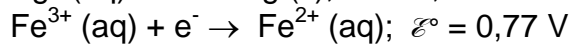
30.- La fem estándar de la pila $\text{Sn (s)}/\text{Sn}^{2+} \text{ (ac)} // \text{Zn}^{2+} \text{ (ac)}/\text{Zn (s)}$ es 0,62 V. Si la concentración de ambos iones cambia a 0,5 M, ¿qué valor tomaría la fem de la pila?:

- a) Permanecería inalterado.
- b) Se reduce a la mitad.
- c) Es imposible calcularlo con los datos de que se dispone.
- d) Se hace el doble.

31.- En condiciones adecuadas el oxígeno reacciona con el carbono para dar monóxido de carbono. Cuando reaccionan 5 g de carbono y 10 g de oxígeno la cantidad de monóxido de carbono obtenida es:

- a) 6,7 g.
- b) 10 g.
- c) 1,5 g.
- d) $1,0 \cdot 10^{-2}$ g.

32.- Los potenciales estándar de reducción para las siguientes reacciones son:



El agente reductor más fuerte es:

- a) $\text{Ag}^+ \text{ (aq)}$.
- b) Ag (s) .
- c) $\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)}$.
- d) Cu (s) .

33.- El espectro atómico de un elemento químico es una consecuencia de:

- a) La eliminación de protones.
- b) La eliminación de neutrones.
- c) Reflexión por parte de los electrones de la energía de excitación que reciben.
- d) Transición de electrones entre niveles energéticos.

34.- Cierta reacción redox tiene una constante de equilibrio de $2 \cdot 10^{-18}$ a 25 °C. De ello se deduce:

- a) La variación de energía libre para la reacción es negativa.
- b) La reacción es espontánea en condiciones estándar.
- c) En condiciones estándar no se puede obtener trabajo útil de esta reacción.
- d) Cuando se alcanza el equilibrio, la reacción está muy desplazada hacia la derecha.

35.- Qué tipo de hibridación presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre:

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) sp^3d
- d) sp^3d^2

36.- ¿Cuántos moles de cloro (g) se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, empleando una corriente de 2,00 A durante 8,0 horas?

$$F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}.$$

- a) 0,298.
- b) 0,149.
- c) 0,894.
- d) 0,596.

37.- Cuando se quema un litro de un hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, se obtienen dos litros de CO_2 y un litro de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T, ¿cuál será la fórmula del hidrocarburo?

- a) C_2H_8 .
- b) CH_4 .
- c) C_2H_2 .
- d) C_2H_4 .

38.- Se preparan dos disoluciones acuosas de un soluto no electrólito y no volátil, una, A al 2 % en masa y la otra, B, al 4 % en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es muy próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa

suponiendo comportamiento ideal?:

- a) La molalidad en B es la mitad que en A.
- b) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
- c) La presión osmótica de A es menor que la de B.
- d) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

39.- Una reacción química cuya $\Delta H = 15 \text{ kJ}$ tiene una energía de activación de 70 kJ. Si se introduce un catalizador, la energía de activación baja a 40 kJ. ¿Cuánto valdrá ΔH para la reacción catalizada?

- a) - 15 kJ.
- b) 15 kJ.
- c) 45 kJ.
- d) - 45 kJ.

40.- Tenemos un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH, por lo tanto, para neutralizar con sosa de la misma concentración:

- a) El ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
- b) El HCl necesita mayor cantidad de sosa.
- c) Los dos ácidos necesitan la misma cantidad de sosa.
- d) Se necesitan más datos para saber qué ácido necesita más sosa para su neutralización.

Masas atómicas que quizás sean útiles:

H	C	N	O	Na	Cl	K
1,008	12,01	14,01	16,00	22,99	35,45	39,10

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01. El hidrógeno se puede obtener por reacción de un metal activo con ácido clorhídrico. Para ello se tratan 327 g de cinc del 90 % de pureza con una disolución de ácido clorhídrico del 40 % de riqueza en masa y densidad 1,198 g/mL. Para estar seguros de la completa disolución del cinc, el ácido clorhídrico se utiliza en un 25 % en exceso sobre el teóricamente necesario.

- a) Escribir y ajustar la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- b) Calcular el volumen de disolución de ácido clorhídrico que se ha utilizado y el que ha reaccionado con el cinc.

El hidrógeno obtenido en el proceso anterior se recoge en un recipiente indeformable, en el que previamente se ha hecho vacío, a 27 °C y 684 mm de Hg.

- c) Calcular el volumen del recipiente.

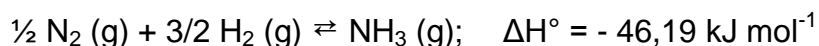
En el mismo recipiente que contiene el hidrógeno se introducen 4,2 moles de selenio y se calienta la mezcla a 1000 K produciéndose el siguiente equilibrio: $\text{Se (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{SeH}_2 \text{ (g)}$, cuya $K_p = 5,0$ a 1000 K

- d) Determinar las presiones parciales de los gases y la presión total del recipiente en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas (g mol^{-1}): cinc = 65,4; cloro = 35,5; hidrógeno = 1,0

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

02. El NH₃ se obtiene mediante el proceso de Haber-Bosch según la reacción química:



a) Completa el siguiente cuadro, indicando el efecto que producirán sobre el sistema los siguientes cambios:

Cambio	Cantidad de N ₂	Cantidad de H ₂	Cantidad de NH ₃
Aumento de temperatura			
Aumento de presión			
Adición de N ₂			
Adición de H ₂ O			
Adición de catalizador			

b) Si K_p = 656 a 723 K, ¿cuál es el valor de K_c para la reacción a 723 K?

c) ¿Aumentará o disminuirá el valor de K_c si la temperatura baja a 500 K?

d) Calcula el valor de K_p a 723 K para la reacción química: N₂ (g) + 3 H₂ (g) ⇌ 2 NH₃ (g)

El nitrato de amonio es un sólido blanco cristalino, obtenido por reacción química del NH₃ (ac) y el HNO₃ (ac) a temperatura ambiente, que se utiliza como fertilizante nitrogenado y explosivo. Se disuelven 2,00 g de nitrato de amonio en agua, enrasando en un matraz aforado de 500 mL.

e) Calcula la molaridad de la disolución.

f) Escribe la ecuación de la reacción química que se produce.

g) Calcula el pH de la disolución.

En la descomposición térmica del nitrato de amonio fundido, a 250-260 °C, se obtiene agua y gas incoloro, óxido de nitrógeno (I) (también llamado óxido de dinitrógeno) caracterizado por sus leves propiedades anestésicas.

h) Escribe y ajusta la reacción química que tiene lugar.

i) Indica los estados de oxidación del nitrógeno de todos los compuestos químicos que intervienen en la reacción química.

Datos: Constante de basicidad: K_b (amoníaco) = 1,8 · 10⁻⁵

Masas atómicas (g mol⁻¹): nitrógeno = 14,0; oxígeno = 16,0; hidrógeno = 1,0

03. En una reciente actuación, el equipo de policía forense de la serie televisiva C.S.I., fue requerido para investigar y aclarar la muerte de una víctima presuntamente ahogada en alta mar durante un crucero vacacional. Entre las pruebas periciales realizadas al cadáver se le practicó un completo análisis de sangre que mostró la presencia de un compuesto químico A que normalmente suele estar ausente.

Mediante un análisis cualitativo se detectó que el compuesto químico contenía carbono e hidrógeno y dio pruebas negativas de halógenos, nitrógeno y azufre. Por razones de rapidez en la solución del caso no se llegó a realizar ensayo alguno para el oxígeno.

Por otra parte, en la determinación cuantitativa a partir de la combustión de 33 mg del compuesto químico se obtuvieron 63 mg de dióxido de carbono y 39,1 mg de agua.

a) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto químico?

La determinación de la masa molecular del compuesto químico por espectrofotometría de masas indicó que la fórmula molecular es la misma que la empírica.

b) Escribir todos los isómeros del compuesto químico y nómbralos, indicando el tipo de función orgánica que representan.

El compuesto químico A se sometió a los siguientes ensayos:

- Con sodio metálico reaccionó violentamente, desprendiéndose un gas que en un futuro próximo será la alternativa energética al petróleo.
- Su oxidación con dicromato de potasio en medio ácido (H_2SO_4) lo transformó en otro compuesto químico B, que es soluble en disolución de hidrogenocarbonato de sodio.
- La reacción química, en medio ácido y calentando, de los compuestos químicos A y B originó otro nuevo compuesto químico C, que no posee propiedades ácidas ni básicas y cuya fórmula molecular es $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

c) Escribir las reacciones químicas que tienen lugar en los tres ensayos anteriores e indicar cuál es la estructura del compuesto químico A de acuerdo con la interpretación de los procesos a los que ha sido sometido.

Datos: Masas atómicas (g mol^{-1}): carbono = 12,0; hidrógeno: 1,0; oxígeno = 16,0.

04. En la producción de gas de agua (mezcla de CO e H_2), un gas térmico industrial, se pasa vapor de agua a través de coque a elevada temperatura, produciéndose la siguiente reacción química: $\text{C (s)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{CO (g)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

a) ¿Cuál es la entalpía estándar de esta reacción química? Indicar si la reacción química es exotérmica o endotérmica.

b) Determinar el cambio de entropía y el valor de la energía de Gibbs estándar de la reacción química a 298 K. Explicar si la reacción química es espontánea o no, a esta temperatura.

c) Escribir las reacciones químicas que tienen lugar en la combustión del gas de agua y calcular la energía que se desprende cuando se quema gas de agua, que contienen un mol de CO y otro de H_2 , para dar CO_2 y agua líquida.

d) ¿Cuánta energía en forma de calor se desprende cuando se queman 100 litros de gas de agua (medidos a 1 atm de presión y 298 K)?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ Datos termodinámicos a 298 K

	ΔH_f° (kJ mol^{-1})	S° ($\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
C (s)	0	43,5
$\text{H}_2\text{O (g)}$	- 241,6	188,7
$\text{CO}_2 \text{(g)}$	- 393,7	213,6
CO (g)	- 110,5	197,5
$\text{H}_2\text{O (l)}$	- 285,8	69,9
$\text{H}_2 \text{(g)}$	0	130,6

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 2003-2004

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Indique en cada caso la respuesta correcta

01.- Dos moles de distintos gases, en igualdad de condiciones de presión y temperatura, tienen:

- a) La misma masa.
- b) El mismo número de átomos.
- c) La misma energía interna.
- d) El mismo volumen.

02.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa respecto del agua:

- a) Es una sustancia anfótera.
- b) En algunas sales produce hidrólisis.
- c) Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.
- d) Su pH es 7.

03.- Al reaccionar una cierta cantidad de cloruro de sodio con nitrato de plata, se forman $2,65 \cdot 10^{-4}$ kg de cloruro de plata. ¿Qué cantidad de cloruro sódico había inicialmente?

- a) $2,16 \cdot 10^{-4}$ kg.
- b) $5,40 \cdot 10^{-4}$ kg.
- c) $1,08 \cdot 10^{-4}$ kg.
- d) $2,65 \cdot 10^{-4}$ kg.

04.- Indique cuál es el compuesto químico en el que es más acusado el carácter iónico del enlace:

- a) LiCl
- b) SbCl₃
- c) CaBr₂
- d) ZrCl₄

05.- ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?

- a) 20 litros de nitrógeno, a 1 atm y 600 K.
- b) 5 litros de metano, a 4 atm y 0 °C.
- c) 10 litros de hidrógeno, a 2 atm y 27 °C.
- d) 10 litros de dióxido de carbono, a 2 atm y 300 K.

06.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) No todos los indicadores viran cuando el pH es igual a 7.
- b) Las disoluciones de CH₃-COONa tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.
- c) La constante de hidrólisis depende de la temperatura.
- d) La disolución que contiene amoníaco presenta pH > 7.

07.- Señale si alguno de los conceptos siguientes es correcto:

- a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento químico capte un electrón.
- b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento químico toma un electrón.

- c) La expresión $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + \text{energía}$ puede representar a la afinidad electrónica.
d) La afinidad electrónica de los elementos químicos VII b (o 17) es negativa.

08.- Para la reacción química $Cl_2(g) + 2 NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(l) + NaClO(ac)$. ¿Cuántos gramos de hipoclorito se obtienen cuando reaccionan 50 g de $Cl_2(g)$ con 500 mL de NaOH 2 M?

- a) 37,2 g. b) 52,5 g. c) 74,5 g. d) 26,3 g.

09.- Una reacción química será espontánea, a cualquier temperatura:

- a) Cuando $\Delta H > 0$. b) Cuando $\Delta S > 0$.
c) Cuando $\Delta S > 0, \Delta H = 0$. d) Cuando $\Delta H > 0, \Delta S = 0$.

10.- Si el pH de una disolución es 1,7 indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta:

- a) Se trata de un ácido débil.
b) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
c) La concentración de iones oxonio en la disolución es $2 \cdot 10^{-2} M$.
d) El pOH vale 11,3.

11.- Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
b) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
c) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
d) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.

12.- Una piedra caliza con un 75 % de riqueza en carbonato cálcico se trata con exceso de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono en condiciones normales se obtendrá a partir de 59,5 gramos de piedra?

- a) 10 dm³. b) 22,4 dm³. c) 5 dm³. d) 20 dm³.

13.- Si la constante de equilibrio para la reacción química $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ es, a 800 °C, $K_p = 9 \text{ atm}^{-1}$, el valor de dicha constante a la misma temperatura pero para el equilibrio dado por la ecuación $SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$ debe ser:

- a) $K_p = 9 \text{ atm}^{-1}$ b) $K_p = 3 \text{ atm}^{-1}$
c) $K_p = 4,5 \text{ atm}^{-1/2}$ d) $K_p = 3 \text{ atm}^{-1/2}$

14.- Si el orden de una reacción química respecto al componente A es cero, eso quiere decir:

- a) Que la velocidad de reacción es independiente de A.
b) Que la velocidad de reacción es independiente de la temperatura.
c) Que la velocidad de reacción no puede determinarse experimentalmente.
d) Que la reacción química no es apreciable.

15.- En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:

- a) 0,75 moles de helio. b) 1,5 moles de dióxido de carbono.
c) 0,5 moles de dióxido de carbono. d) 55 g de sodio.

16.- La estructura electrónica del ión Mo (IV) responde a:

- a) [Kr] 4d² b) [Kr] 4d⁵ 5s¹
c) [Kr] 4d¹ 5s¹ d) [Kr] 4d¹

17.- La variación de entalpía estándar para la combustión del monóxido de carbono es - 280 kJ mol⁻¹, y la variación de entalpía estándar para su formación es -114 kJ mol⁻¹. ¿Cuánto vale la variación de la entalpía estándar de formación del dióxido de carbono?

- a) 394 kcal mol⁻¹. b) - 394 kcal mol⁻¹. c) - 114 kcal mol⁻¹. d) 114 kcal mol⁻¹.

18.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) Las disoluciones ácidas el pH < 7.
b) Las disoluciones básicas el pOH < 7.
c) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.
d) Los ácidos polipróticos débiles ceden a la vez todos los protones.

19.- Señale si alguna de las especies siguientes cumple la regla del octeto:

- a) NO₂ b) NO
c) SO₄²⁻ d) BrO₂

20.- ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5 litros de gas propano (C₃H₈), medidos ambos volúmenes en condiciones normales?

- a) 5 litros. b) 25 litros.
c) 50 litros. d) 10 litros.

21.- ¿La combustión de 1 g de qué compuesto químico entre los que se enumeran a continuación produce mayor cantidad (masa) de dióxido de carbono?

- a) Metano, CH₄. b) Etino, C₂H₂.
c) Buteno, C₄H₈. d) Pentano, C₅H₁₂.

22.- En la reacción química A + B → C, con una ecuación de velocidad v = k A^{1/2} B. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) Si la concentración de B se reduce a la mitad, la velocidad se reduce a la mitad.
b) Si las concentraciones de A y B se duplican, la velocidad no se modifica.
c) El orden de la reacción es 1,5.
d) El orden de reacción respecto de A es 0,5.

23.- ¿Qué volumen de oxígeno medido a 790 mm de Hg y 37 °C se necesita para quemar 3,43 dm³ de eteno (C₂H₄), medidos a 780 mm de Hg y 22 °C.

- a) 5,34 dm³. b) 34,30 dm³.
c) 21,36 dm³. d) 10,68 dm³.

24.- Sólo una de las siguientes afirmaciones es cierta. ¿Cuál?

- a) El catión Na⁺ polariza más al anión Cl⁻ que el catión Be²⁺.
b) Entre dos compuestos químicos semejantes, el de mayor grado de polarización presenta más carácter iónico.
c) Entre dos compuestos químicos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye la temperatura de fusión.
d) Cuanto menor es el radio de un anión más se polariza por el efecto de un catión.

25.- Se mide la constante de equilibrio de un sistema en el que tanto los reactivos como

los productos son gases y se obtiene que: K_p a 300 K y 1 atm es 1,0 y que K_p a 600 K y 1 atm es 2,0. Por tanto, se puede afirmar que:

- a) K_p a 450 K es 1,5.
- b) La presión es una variable que no influye sobre la constante de equilibrio de este sistema.
- c) La reacción directa es endotérmica.
- d) K_p aumenta al aumentar la presión.

26.- Indique la certeza de las afirmaciones siguientes sobre el CsCl (s):

- a) La unión CsCl es covalente.
- b) En estado sólido es un buen conductor eléctrico.
- c) Presenta bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- d) Es frágil.

27.- Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta respecto a que conduzcan la corriente eléctrica:

- a) Tetracloruro de carbono en agua.
- b) Cloruro de sodio añadido a un recipiente con benceno.
- c) Cloruro de cinc fundido.
- d) Dióxido de silicio sólido.

28.- ¿Qué volumen de aire se necesita para quemar 3 litros de acetileno (C_2H_2), midiéndose ambos gases en las mismas condiciones?

- a) 35,71 litros.
- b) 71,43 litros.
- c) 3 litros.
- d) 6 litros.

29.- En el equilibrio $Ca(HCO_3)_2 (s) \rightleftharpoons CaCO_3 (s) + H_2O(g) + CO_2 (g)$, donde $\Delta H > 0$ para el proceso de descomposición:

- a) K_c y K_p son iguales.
- b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- c) Un aumento de la temperatura no influye por tratarse de un equilibrio.
- d) El aumento de la presión facilita la descomposición del bicarbonato.

30.- El $AgNO_3$ reacciona tanto con el NaCl como con el KCl para dar en ambos casos AgCl. Si al reaccionar 1 g de muestra con $AgNO_3$, se forman 2,15 g de AgCl, la muestra estará formada por:

- a) Sólo KCl.
- b) Sólo NaCl.
- c) Una mezcla de KCl y NaCl.
- d) No es posible determinarla.

31.- Señale si alguna de las especies siguientes presenta momento dipolar:

- a) CBr_4 .
- b) Cl_2 .
- c) BCl_3 .
- d) H_2S .

32.- Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de Van der Waals generalmente:

- a) Tienen temperaturas de fusión bajas.
- b) Forman enlaces de hidrógeno.
- c) Cristalizan fácilmente.
- d) Son gases.

33.- Una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de

carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?

- a) Iguales.
- b) La del CO será mayor por ser más grande su molécula.
- c) La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas de He.
- d) La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He₂.

34.-Cuál de las siguientes respuestas puede servir como definición de “degeneración energética orbital”:

- a) Orbitales de la misma simetría.
- b) Orbitales con idéntica energía.
- c) Orbitales con el mismo número cuántico “l”.
- d) Orbitales con la misma orientación espacial.

35.-Cuál de ellos variará al modificar la temperatura si se expresa la concentración de una disolución acuosa en:

- a) Molaridad.
- b) Molalidad.
- c) Fracción molar.
- d) % en masa.

36.-¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 moles de Cl₂ y 6,4 moles de Al para formar AlCl₃?

- a) El reactivo limitante es el Al.
- b) Sobraran 0,73 moles de Cl₂.
- c) Se formarán como máximo 5,67 moles de AlCl₃.
- d) Sobrarán 0,73 átomos de Al.

37.-¿Cuántas moléculas de hidrógeno hay por cm³ (supuesto comportamiento de gas ideal) en condiciones normales?

- a) $10^3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{26}$.
- b) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 12,046 \cdot 10^{23}$.
- c) $6,023 \cdot 10^{23} / (22,4 \cdot 10^3) = 2,689 \cdot 10^{19}$.
- d) $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} / (22,4 \cdot 10^3) = 5,378 \cdot 10^{19}$.

38.- Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?

- a) La molalidad es proporcional a la fracción molar.
- b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad.
- a) La molaridad es mayor que la molalidad.
- d) La densidad tiende a uno.

39.- De las siguientes especies hay una que no puede existir, indíquela:

- a) NH₃
- b) PCl₃
- c) NCl₅
- d) PCl₅

40.- Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio, sabiendo que al calentarle pierde un 48,68 % de su masa.

- a) 12.
- b) 24.
- c) 6.
- d) 18.

Masas atómicas relativas que quizás sean útiles:

H	He	C	N	O	Na	Al	S	Cl	K
1,008	4,00	12,01	14,01	16,00	22,99	26,98	32,06	35,45	39,10
Ca	Ag								
40,08	107,87								

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

01. Al hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido clorhídrico se forma la correspondiente sal de cromo trivalente a la vez que se desprende un gas amarillo verdoso y se forman otros compuestos químicos solubles en agua.

- Escriba la ecuación ajustada de la reacción química por el método del ion-electrón.
- ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico del 37 % y densidad $1,19 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ se necesitarán para reaccionar con 7 g de dicromato de potasio?
- ¿Qué volumen de gas, medido a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mmHg , se formará en el proceso anterior?

Dato: Constante $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

02. En la fabricación de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo, ahora en desuso, se obtiene un ácido sulfúrico con una riqueza del 63,66 % en masa. Calcule la cantidad de agua que se debe evaporar, por kg de la mezcla inicial, para concentrar dicho ácido hasta un 75 % en masa de riqueza.

03. Una mezcla de 4,800 g de hidrógeno y 36,400 g de oxígeno reaccionan completamente. Demuestre que la masa total de las sustancias presentes antes y después de la reacción química son las mismas.

04. La constante de equilibrio para el proceso en estado gaseoso: $A \rightleftharpoons B + C$ es $K_c = 4$ a 27°C . A dicha temperatura y en un recipiente de 3 L de capacidad, inicialmente vacío, se introducen 1 mol de A y 1 mol de B.

Determine:

- La concentración de la especie C en el equilibrio.
- Las presiones inicial y de equilibrio en el recipiente.
- El valor de la constante K_p .

Datos:

Masas atómicas relativas que quizás sean útiles:

H	O	S	Cl	K	Cr
1,00	16,00	32,06	35,45	39,10	52,00

OLIMPIADA QUÍMICA de Castilla y León 2004-2005

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

01.- Uno de los siguientes conceptos no es cierto:

- a) Una disolución es diluida si contiene poco soluto y le falta mucho para llegar a la saturación.
- b) A una temperatura dada, si una disolución no admite más sustancia se dice que está saturada.
- c) Un ejemplo de disolución de gas en gas es el hidrógeno disuelto en paladio.
- d) El agua y el alcohol se disuelven bien el uno en el otro.

02.- ¿Cuál es aproximadamente el pH de una disolución acuosa de NaOH 10^{-8} M?

- a) 6 b) 7 c) 8 d) 9

03.- Un electrón se caracteriza por tener los números cuánticos: $n = 3$ y $l = 2$. En relación a ese electrón podemos afirmar que:

- a) Se encuentra en un orbital 2p.
- b) Se encuentra en un orbital 3p.
- c) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de seis.
- d) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de diez.

04.- Una botella de acero que contiene oxígeno comprimido soporta una presión interna de 25 atm a la temperatura de 20 °C. Bajo los efectos del sol adquiere la temperatura de 53 °C y entonces la presión interior es de:

- a) 31,0 atm. b) 24,3 atm. c) 29,2 atm. d) 27,8 atm.

05.- Indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta:

- a) Una disolución saturada es una disolución concentrada.
- b) Las propiedades coligativas no dependen del número de partículas disueltas.
- c) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye cuando aumenta la temperatura.
- d) El tetracloruro de carbono se disuelve en agua.

06.- Cómo sería el pH de una disolución 0,01 M en NH_4Cl :

- a) Neutro. b) Ligeramente básico. c) Muy básico. d) Ligeramente ácido.

07.- Hay que medir $1,2 \text{ cm}^3$ de ácido sulfúrico para preparar una disolución. La forma más correcta de hacerlo es:

- a) Utilizando una probeta de 30 cm^3 .
- b) Mediante una pipeta de 25 cm^3 .
- c) Empleando una pipeta de doble enrase de 5 cm^3 .
- d) Mediante pipeta graduada de 2 cm^3 ayudándonos de un sistema de aspiración.

08.- En una reacción química la presencia de un catalizador afecta a:

- a) Entalpía, energía libre y energía de activación.
- b) Entalpía y energía de activación.
- c) Energía libre y energía de activación.
- d) Energía de activación.

09.- De las siguientes proposiciones señale la correcta:

- a) 1 mol de nitrato de sodio ocupa 22,4 L.
- b) En 22,4 L de un gas en C.N. hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) Cuando se queman 22,4 L de metano se obtienen 44,8 L de dióxido de carbono.
- d) Si reaccionan 22,4 L de hidrógeno con 22,4 L de oxígeno se obtienen 36 g de agua.

10.- Dados los conceptos siguientes, uno de ellos es falso:

- a) Electrólito es una sustancia que, en disolución acuosa, conduce la corriente eléctrica.
- b) Una disolución implica una reacción química en la que hay ruptura y formación de enlaces.
- c) Las disoluciones acuosas de HCl, KOH y NH_3 pueden ser consideradas como electrólitos fuertes.
- d) En la disolución de un electrólito débil coexisten iones y moléculas.

11.- En disolución acuosa el ácido cianhídrico, HCN, es un ácido débil con una constante igual a $4,9 \cdot 10^{-10}$. En una disolución acuosa de HCN 1 M tendremos:

- a) Que la concentración de la base conjugada es mayor que la del ácido sin disociar.
- b) Que la concentración de la base conjugada es menor que la del ácido sin disociar.
- c) Que la disolución tiene carácter básico.
- d) Que el pH tiene un valor de 7.

12.- La entalpía de formación del hidrógeno elemental en condiciones estándar es:

- a) Endotérmica. b) Exotérmica.
- c) Igual a cero. d) Mayor que la entalpía de formación del nitrógeno.

13.- Dadas las siguientes afirmaciones indicar cuál es la verdadera:

- a) En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.
- b) El agua sólo se evapora a 100 °C.
- c) Si se deja abierto un recipiente con alcohol al cabo de un tiempo el alcohol desaparece porque se ha producido su combustión.
- b) Cuando el agua se evapora no se produce reacción química.

14.- De un ácido sulfúrico comercial se sabe que tiene $d = 1,83 \text{ g/cm}^3$ y riqueza 93,64 %, su molaridad será en consecuencia: (masas atómicas: S = 32,0; O = 16,0; H = 1,0).

- a) 8,74 M. b) 17,48 M. c) 0,86 M. d) 75 M.

15.- La metilamina, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ es una base débil con una constante de equilibrio de ionización básica igual a $4,4 \cdot 10^{-4}$. En una disolución 10^{-2} M de metilamina tendremos que:

- a) La concentración de iones OH^- es menor que la concentración de iones H^+ .
- b) La concentración de iones OH^- es mayor que la del ácido conjugado.
- c) El pH de la disolución es menor de siete.
- d) El pH de la disolución es mayor de siete.

16.- Se sabe que la reacción $\text{CaO (s)} + \text{SO}_3 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 \text{ (s)}$ es espontánea a bajas temperaturas y no espontánea a temperaturas altas. Esta información permite saber que:

- a) Este proceso será endotérmico.
- b) Este proceso será exotérmico.
- c) No hay información suficiente para saber si será endo o exotérmico.
- d) Ninguna de las anteriores.

17.- De las siguientes preposiciones indique cuál es la cierta:

- a) El agua es un elemento químico.
- b) Una mezcla de agua y alcohol se pueden separar por decantación.
- c) El hielo no flota en el agua.
- d) Se puede separar una mezcla de agua y arena por filtración.

18.- Sólo una de las afirmaciones siguientes es correcta:

- a) Cuando el SO_2 pasa a SO_3 se dice que se ha reducido.
- b) La combustión de las gasolinas es una reducción.
- c) La ganancia de electrones es una oxidación.
- d) La adición de hidrógeno a una sustancia es una reducción.

19.- La reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de amonio en medio acuoso, en el punto de equivalencia es:

- a) Una reacción redox con cambio de pH.
- b) Una reacción de neutralización y la disolución resultante es neutra.
- c) Una reacción de neutralización y la disolución resultante es básica.
- d) Una reacción de neutralización y la disolución resultante tiene un $\text{pH} < 7$.

20.- Para que una molécula o ión actúe como ácido de Lewis se tiene que cumplir:

- a) Que pueda ceder pares de electrones.
- b) Que pueda ceder grupos OH^-
- c) Que tenga orbitales vacíos de baja energía.
- d) Que pueda aceptar protones.

21.-Cuál de las afirmaciones siguientes es cierta:

- a) En la reacción $\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ el magnesio ha ganado dos electrones.
- b) Cuando una sustancia pierde electrones ha de haber otra que los gane.
- c) Un elemento químico se reduce cuando su número de oxidación pasa a otro más positivo.
- d) Un elemento químico se oxida al pasar su número de oxidación de menos a más negativo.

22.- Qué se define como energía de enlace:

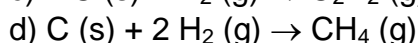
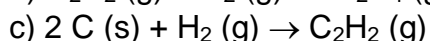
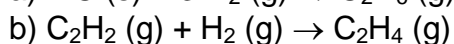
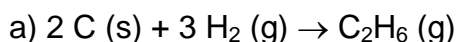
- a) La energía desprendida cuando se ioniza un mol de átomos en estado gaseoso.
- b) La energía necesaria para romper heterolíticamente un mol de enlaces en estado

gaseoso.

c) La energía necesaria para romper homolíticamente un mol de enlaces en estado gaseoso.

d) La energía desprendida cuando un mol de iones monovalentes positivos se unen con un mol de iones monovalentes negativos para dar un compuesto iónico sólido.

23.- Indique cuál de las siguientes reacciones no corresponde a una reacción de formación:



24.- De los siguientes conceptos sobre cubas electrolíticas uno es falso:

a) El cátodo es el lugar donde se produce la reducción.

b) En el ánodo tiene lugar una oxidación.

c) El polo negativo es el ánodo.

d) Los electrones se desplazan del ánodo al cátodo.

25.- Con qué proceso relaciona la primera energía de ionización de un átomo:

a) Ganancia de un electrón por un átomo que forma parte de una molécula gaseosa.

b) Con el desprendimiento de energía que hay cuando un mol de átomos en estado gaseoso capta un electrón.

c) Con la energía necesaria para que un mol de átomos gaseosos pierda un electrón.

d) Con la energía necesaria para que un mol de átomos de un elemento químico sólido gane un electrón.

26.- Indique la respuesta correcta:

a) Los ácidos de Lewis también lo son de Brønsted.

b) Los ácidos de Lewis son también ácidos de Arrhenius.

c) Las bases de Brønsted son también bases de Arrhenius.

d) Las bases de Lewis también lo son de Brønsted.

27.- De los compuestos químicos siguientes: CH_4 ; CH_3OH ; CO_2 ; CO , la forma más oxidada es:

a) El CH_4 . b) El CO . c) El CO_2 . d) El CH_3OH .

28.- De las siguientes afirmaciones indique la correcta:

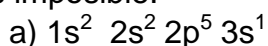
a) Las reacciones químicas transcurren siempre mol a mol.

b) El reactivo limitante en una reacción química es el que primero se agota en un proceso químico.

c) La molaridad y la molalidad de una disolución siempre coinciden.

d) En una reacción química siempre se obtiene el mismo número de productos diferentes que de reactivos intervinientes.

29.- De las siguientes configuraciones electrónicas para distintos átomos, indique cuál es imposible:



- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^2$.
- c) $1s^2 2s^2 2p^7$.
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$.

30.- En la reacción química $\text{CuCl}_2 (\text{ac}) + \text{Zn} (\text{s}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{Cu} (\text{s})$:

- a) Los iones Cu^{2+} actúan de reductores.
- b) Los iones cloruro actúan como oxidantes.
- c) El reductor es el Zn (s).
- d) Los iones cloruro se reducen.

31.- Para la reacción química $\text{A} (\text{l}) + \text{B} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C} (\text{g})$; $\Delta H < 0$ se puede afirmar que:

- a) La reacción química es espontánea.
- b) Sólo será espontánea a bajas temperaturas.
- c) Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia la formación de los productos.
- d) La reacción química no se verá alterada por modificaciones de presión.

32.- Diga cuales de los procesos indicados a continuación tiene un cambio de entropía mayor de cero:

- a) Congelación del bromo líquido.
- b) Enfriamiento del nitrógeno líquido desde 100°C a 25°C .
- c) Evaporación de una cantidad de etanol a temperatura ambiente.
- d) Licuación del oxígeno.

33.- Si solamente dos electrones se colocan en los orbitales 3p lo harán:

- a) En el mismo orbital con espines paralelos.
- b) En el mismo orbital con espines antiparalelos.
- c) En distintos orbitales con espines paralelos.
- d) En distintos orbitales con espines antiparalelos.

34.- En la reacción $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ para dar $\text{SO}_3 (\text{g})$, diga cual de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$.
- b) $\Delta S = 0$.
- c) $\Delta S > 0$.
- d) $\Delta S < 0$.

35.- Indicar en qué apartado hay mayor número de átomos:

- a) 1 mol de nitrógeno.
- b) 48 gramos de oxígeno.
- a) 89,6 litros de helio en condiciones normales.
- d) 0,5 moles de CaCl_2 .

36.- La electronegatividad de los elementos químicos sodio, aluminio, carbono y flúor crece en el sentido:

- a) $\text{Na} < \text{Al} < \text{C} < \text{F}$.
- b) $\text{Na} < \text{Al} < \text{F} < \text{C}$.
- c) $\text{C} < \text{F} < \text{Al} < \text{Na}$.
- d) $\text{Al} < \text{F} < \text{Na} < \text{C}$.

37.- Una de las siguientes afirmaciones es cierta:

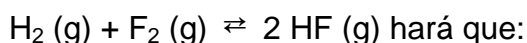
- a) Si un elemento químico gana electrones se dice que se ha oxidado.

- b) Cuando un elemento químico gana electrones se dice que se ha reducido.
- c) Cuando un elemento químico aumenta su número de oxidación se dice que se ha reducido.
- d) Cuando un ión cede electrones es un oxidante.

38.- Sobre la tabla periódica de los elementos químicos, señale de las siguientes afirmaciones cuál es la falsa:

- a) El radio de los átomos neutros siempre es menor que el radio de sus cationes.
- b) La electronegatividad en los periodos disminuye generalmente de derecha a izquierda.
- c) La energía de ionización de los elementos químicos en los grupos aumenta generalmente de abajo a arriba.
- d) El volumen de los átomos aumenta en los grupos de arriba hacia abajo.

39.- Un aumento de presión en el recipiente de reacción en el que se está produciendo:



- a) La temperatura disminuya.
- b) El equilibrio se desplace a la derecha.
- c) El equilibrio se desplace a la izquierda.
- d) No se afecte al equilibrio.

40.- El fósforo forma tres compuestos químicos bien conocidos con el cloro: PCl_3 , PCl_5 y POCl_3 . ¿Cuáles son los números de oxidación del fósforo en estos compuestos?:

	PCl_3	PCl_5	POCl_3
a)	-3	-5	-1
b)	+3	+5	-3
c)	+3	+5	+3
d)	+3	+5	+5

PRUEBA PRÁCTICA

Problemas

1.- El sulfato de hierro (II) puede obtenerse por reacción del ácido sulfúrico diluido con hierro, desprendiendo además, hidrógeno molecular.

- a) Formule y ajuste, por el método del ión-electrón, la reacción que tiene lugar.
- b) Calcule la cantidad de sulfato de hierro disuelto que se obtiene al reaccionar 10 g de hierro de riqueza del 95 %, con la cantidad estequiométrica de ácido sulfúrico del 20 % y de densidad $1,15 \text{ g/cm}^3$.
- c) Si en el laboratorio solamente se dispone de ácido sulfúrico de densidad $1,83 \text{ g/cm}^3$ y 96 % de riqueza. Indique cuántos centímetros cúbicos de este ácido hay que tomar y a qué volumen de agua hay que añadirlo para preparar la disolución diluida que necesita la reacción.
- d) Si en una primera cristalización, a partir de la disolución de sulfato de hierro (II) anteriormente obtenido y en condiciones adecuadas, se obtienen 20 g de sulfato de hierro (II) heptahidratado, ¿cuál es el rendimiento?

DATOS: Masas atómicas: O = 16,00; H = 1,008; S = 32,06; Fe = 55,85

2.- Se tienen 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M y otros 100 mL de otra disolución 0,01 M de ácido acético. Si la K_a para el ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Calcule el pH de ambas disoluciones.
- Calcule la variación que experimenta el pH de ambas disoluciones, si en las dos añadiéramos agua hasta que el volumen resultante fuera 10 veces el volumen inicial.
- Calcule el valor del pH de la disolución resultante de la mezcla de las dos disoluciones ácidas diluidas del apartado anterior.

3.- En las calderas de una industria se consumen 100 kg a la hora de un carbón que contiene un 3 % de azufre. Todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión.

- Calcule qué volumen de ese gas en C. N., se libera por hora en la chimenea.
- Para eliminar el SO_2 del proceso anterior se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio; suponiendo que el rendimiento del proceso es del 75 %, calcule qué cantidad de caliza se consumirá por hora.

La reacción que tiene lugar es: $CaCO_3 + SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CaSO_4 + CO_2$.

- En el proceso anterior se originan unos lodos de sulfato de calcio que se retiran con un 40 % de humedad. Calcule cuántas toneladas de lodos se retirarán al año.

DATOS: Masas atómicas: C = 12,01; O = 16,00; S = 32,06; Ca = 40,08

4.- Con los datos de las siguientes sustancias en estado gaseoso responda razonadamente las cuestiones planteadas.

	Butano	Dióxido de carbono	Agua	Oxígeno
ΔH_f° , kJ mol ⁻¹	- 152,6	- 393,5	- 241,8	
S° , J mol ⁻¹ K ⁻¹	310,2	213,7	188,8	205,1

- Escriba la reacción de combustión del butano.
- Calcule la entalpía de combustión del butano.
- Calcule la variación de la energía libre estándar para la combustión de una bombona de butano comercial.
- Calcule la energía media del enlace O-H.
- Determine el número de bombonas de butano comercial que harían falta para calentar una piscina de agua con capacidad para 50 m³ desde 14 °C a 27 °C.

Datos:

Masas atómicas: C = 12,00; H = 1,00; O = 16,00.

Las bombonas de butano comercial contienen 13,6 kg de butano.

Energías medias de enlace, en kJ mol⁻¹:

$E(C-C) = 346$; $E(C=O) = 730$; $E(O=O) = 487$; $E(C-H) = 413$.

$R = 0,082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,134 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

$c_p = 4,18 \text{ kJ K}^{-1} \text{ kg}^{-1}$.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2005-2006

PRUEBA TEÓRICA

01.- Se dispone de dos recipientes idénticos y a la misma temperatura. En uno se introduce gas helio y en el otro la misma masa de gas neón. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es **correcta**:

- a) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
- b) En el recipiente del neón se encuentra el mayor número de átomos.
- c) La presión en el recipiente del neón es menor que en el de helio.
- d) Los átomos del recipiente de neón ocupan más volumen que los del otro gas noble.

02.- ¿Cuántos electrones se pueden colocar en una capa con número cuántico $n = 3$?

- a) 2 electrones.
- b) 18 electrones.
- c) 8 electrones.
- d) 32 electrones.

03.- Para una reacción química dada, indique qué afirmación es **falsa**:

- a) El valor de la constante de equilibrio a una temperatura dada es siempre el mismo.
- b) Un aumento de presión desplaza siempre el equilibrio hacia la obtención de mayor cantidad de productos.
- c) Si la reacción es exotérmica y transcurre con aumento de entropía será siempre espontánea.
- d) Cuando un proceso tiene lugar a volumen constante el calor de reacción es igual a la variación de energía interna del sistema.

04.- Indique la afirmación que le parece **correcta**:

- a) La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las proporciones en las que intervienen las diferentes sustancias de una reacción.
- b) Las reacciones químicas transcurren siempre mol a mol.
- c) En una reacción siempre se obtiene el mismo número de productos diferentes que de reactivos.
- d) Las reacciones químicas con rendimiento negativo se denominan inversas.

05.- Para el etileno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$) la hibridación correspondiente a uno de los carbonos es:

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) s^2p^2
- d) sp

06.- ¿Cuál de las siguientes sustancias al disolverse en agua **forma** un ácido?

- a) NaCl
- b) CaO
- c) SO_3
- d) NH_3 .

07.- ¿Qué tipo de orbital designan los números cuánticos: $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = -2$?

- a) Orbital 4 f
- b) Orbital 3 d
- c) Orbital 4 p
- d) Orbital 4 d.

08.- ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento químico.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento químico.
- d) Dos cationes de distinto elemento químico.

09.- El número de átomos contenidos en 10^{-3} gramos de Fe es:

- a) $6,023 \times 10^{20}$ átomos. b) $6,023 \times 10^{-23}$ átomos.
c) 2×10^{20} átomos. d) $6,023 \times 10^{28}$ átomos.

10.- Para los siguientes compuestos químicos en fase gaseosa, señale cuál es el que presenta **mayor** ángulo de enlace:

- a) BF_3 b) H_2O c) CCl_2H_2 d) BeF_2 .

11.- En un recipiente de 2 litros se introducen 0,6 mol de una sustancia gaseosa A. Una vez alcanzado el equilibrio quedan 0,2 mol de A. **Cuál** será el valor numérico de la constante de equilibrio K_C para la reacción: $\text{A (g)} \rightleftharpoons 2 \text{B (g)} + \text{C (g)}$.

- a) 0,16 b) 0,32 c) 1,28 d) 0,64.

12.- ¿Cuál de las siguientes propiedades **es** característica de las disoluciones acuosas de ácidos?

- a) Las disoluciones parecen jabonosas al tacto.
b) Tiñen de rojo la disolución de tornasol.
c) Tiñen de rosa la disolución de fenolftaleína.
d) Tiñen de azul la disolución de tornasol.

13.- La solubilidad del CO_2 en agua **no** se ve influida por:

- a) La presión.
b) La temperatura.
c) La velocidad con la que se deja pasar el flujo de gas.
d) La reacción química del gas con el agua.

14.- De las siguientes afirmaciones señale la **correcta**:

- a) El reactivo limitante de una reacción química es siempre el que está en fase sólida.
b) La molaridad y la molalidad no coinciden.
c) 100 g de un reactivo A siempre reaccionan con 100 g de un reactivo B, para formar 200 g de un reactivo C.
d) El rendimiento de una reacción química está relacionado con los beneficios económicos obtenidos de los productos de la reacción.

15.- Se deja una disolución de KCl en un frasco, en el que, por estar mal cerrado, al cabo de unas semanas se produce un precipitado. La disolución que hay sobre el precipitado **es**:

- a) Diluida. b) Saturada.
c) Sobresaturada. d) Insaturada.

16.- De las afirmaciones siguientes indique la que es **falsa**:

- a) Para el ácido nítrico el número de oxidación del nitrógeno es 5 +.
b) El ión amonio del sulfato de amonio es un catión monovalente.
c) El ión cloruro presenta menor radio que el átomo de cloro.
d) Las moléculas con enlace covalente son malas conductoras de la electricidad.

17.- Un átomo X tiene un número atómico igual a 8 y un número másico igual a 18. Se puede **decir**:

- a) El elemento químico X es un isótopo del oxígeno.
b) Tiene 8 neutrones por átomo.

- c) Un átomo de X tiene 10 protones.
d) Un átomo de X tiene 10 electrones.
- 18.- El ácido sulfúrico de densidad relativa 1,83 tiene una riqueza en masa del 93,64 % y su molaridad **es**:
a) 17,49 M b) 3,4 M c) 14,5 M d) 34,98 M
- 19.- Una de las siguientes afirmaciones es **falsa**:
a) En un laboratorio la medición de volumen de los líquidos se realiza mediante pipetas.
b) Normalmente los productos sólidos reaccionan peor si están muy divididos.
c) La arena no es soluble en agua.
d) Un vaso de precipitados es un recipiente de laboratorio empleado para disolver sustancias en agua.
- 20.- De las siguientes disoluciones de concentración 0,10 M, cuál es la de **menor** pH:
a) NaCl. b) NaF.
c) NaNO₃. d) NH₄NO₃.
- 21.- De las siguientes proposiciones, ¿cuál es la **verdadera**?
a) Si la masa atómica del Cr es 52 significa que el número de protones es 52.
b) La masa de un mol de metano es menor que la de una molécula de tetracloruro de carbono.
c) Un mol de nitrógeno molecular tiene mayor número de átomos que un mol de nitrógeno atómico.
d) En 2,0 g de hidrógeno hay la mitad de átomos que en un mol de agua.
- 22.- Si la K_a de un ácido es 10⁻⁶. ¿Qué afirmación será **cierta**?
a) La K_b de su base conjugada es de 10⁻⁸.
b) El pH de una solución 1 M de este ácido será 8.
c) La K_b de su base conjugada es 10⁻⁶.
d) El pH de una solución 1 M de este ácido será 3.
- 23.- Entre los siguientes ácidos indique cuál es el **más fuerte**:
a) HClO. b) HClO₂. c) HClO₃. d) HClO₄.
- 24.- Una de las afirmaciones que se ofrecen es **falsa**:
a) El radio de un ión positivo se llama radio catiónico.
b) Si el átomo de un elemento químico pasa a ser un ión negativo su radio disminuye de tamaño.
c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos químicos iónicos.
d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.
- 25.- ¿Qué orbitales atómicos emplea el carbono **para dar** CH₄?
a) Orbitales p. b) Orbitales híbridos sp².
c) Orbitales d. d) Orbitales híbridos sp³.
- 26.- ¿Cuál es la concentración de iones cloruro, Cl⁻, en una disolución 0,3 M de AlCl₃?
a) 0,3 molar. b) 0,1 molar. c) 0,9 molar. d) 0,6 molar.

27.- Si solamente dos electrones se colocan en los orbitales 3p lo **harán**:

- a) En el mismo orbital con espines paralelos.
- b) En el mismo orbital con espines antiparalelos.
- c) En distintos orbitales con espines paralelos.
- d) En distintos orbitales con espines antiparalelos.

28.- Tenemos cinco elementos químicos de la tabla periódica cuyos números atómicos son: $Z = 11$, $Z = 12$, $Z = 13$, $Z = 18$ y $Z = 19$. El orden, de mayor a menor, de la primera energía de ionización **es**:

- a) $18 > 12 > 13 > 11 > 19$.
- b) $18 > 13 > 12 > 11 > 19$.
- c) $18 > 12 > 13 > 19 > 11$.
- d) $11 > 18 > 12 > 13 > 19$.

29.- Sólo una de las afirmaciones siguientes es **cierta**:

- a) El anión bromuro tiene un radio menor que el del átomo de bromo.
- b) Un compuesto químico iónico tiene grandes posibilidades de ser soluble en agua.
- c) El agua es líquida porque se trata de un compuesto químico covalente.
- d) La unión entre dos átomos de sodio es de tipo covalente.

30.- El cesio está a la izquierda en la tabla periódica y el cloro a la derecha, lo que implica que sea **falso**:

- a) El cloruro de cesio es un sólido iónico.
- b) El cloro del cloruro de cesio es un anión.
- c) El radio del cesio del compuesto y el del cesio como elemento químico son diferentes.
- d) La temperatura de fusión del compuesto químico ha de ser bajo.

31.- ¿Qué proposición es **correcta**?: La promoción del átomo de magnesio al primer estado excitado corresponde al proceso: ($Z_{Mg} = 12$)

- a) $2p^2 \rightarrow 2p 3p$.
- b) $3s^2 \rightarrow 3s 3p$.
- c) $2p^4 \rightarrow 2p 3p^3$.
- d) $2p^2 3s^2 \rightarrow 2p 3s 3p^2$.

32.-Cuál de las siguientes especies **posee** $\Delta H_f^0 = 0$.

- a) H.
- b) H^+ .
- c) H_2 .
- d) H^- .

33.- ¿**Cuántos** mililitros de H_2SO_4 0,1 M pueden neutralizarse con 40 mL de NaOH 0,1 M?

- a) 20 mL.
- b) 40 mL.
- c) 10 mL.
- d) 80 mL.

34.- El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) **es**:

- a) -2.
- b) -1.
- c) +1.
- d) +2.

35.- Se disuelven 75 g de glucosa (masa molar 180 g/mol) en 625 g de agua (masa molar 18 g/mol), la fracción molar del agua en la disolución **es**:

- a) 0,988.
- b) 0,012.
- c) 0,416.
- d) 1,000.

36.- Una de las afirmaciones siguientes es **correcta**:

- a) Una probeta es un recipiente de laboratorio para guardar gases.
- b) La molécula de agua es polar.
- c) Utilizamos una bureta para dosificar el cobre metálico necesario para una reacción química.

d) La fórmula CuS corresponde a la de un sulfato.

37.- En la reacción: $S + O_2 \rightarrow SO_2$, el oxígeno **es**:

- a) Un agente reductor. b) Un agente oxidante.
c) Un ácido de Brönsted. d) Una molécula anfótera.

38.-Cuál de las siguientes disoluciones acuosas 10^{-3} M, tendrán la **misma** conductividad: a) $C_6H_{12}O_6$ (glucosa). b) NaCl. c) Na_2SO_4 . d) CH_3COOH .

- a) a y d. b) b y c. c) b, c y d. d) Ninguna.

39.- Considere una muestra de carbonato de calcio (masa molar 100,0 g/mol) en forma de cubo que mide 3,20 cm de lado. Si la densidad de la muestra es de $2,7 \text{ g/cm}^3$, cuántos **átomos** de oxígeno contiene:

- a) $6,23 \times 10^{23}$. b) $1,57 \times 10^{24}$. c) $1,20 \times 10^{24}$. d) $1,81 \times 10^{24}$.

40.- En el aire que respiramos **encontramos** principalmente los gases siguientes:

- a) Oxígeno, cloro y vapor de agua.
b) Nitrógeno, oxígeno, vapor de agua y dióxido de carbono.
c) Hidrógeno, oxígeno y dióxido de carbono.
d) Neón, cloro y oxígeno.

PRUEBA PRÁCTICA

PROBLEMAS

01. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con bromuro de potasio según la reacción:
 $H_2SO_4 + KBr \rightarrow K_2SO_4 + SO_2 + Br_2 + H_2O$

- a) En el supuesto de que se obtengan 25 litros de SO_2 , medidos a $27^\circ C$ y $1,7 \text{ atm}$, ¿qué volumen de bromo líquido de densidad $3,12 \text{ g/mL}$ se habrá generado?
b) Indique cuál sería la cantidad mínima de partida del reactivo KBr para el citado proceso, en el caso de que la riqueza del producto fuese del 92 %, suponiendo que el rendimiento de la reacción llega al 95 %.

Datos: $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32,1; K = 39,1; Br = 79,9.

02. El tricloruro de aluminio anhidro puede obtenerse por reacción química entre cloruro de hidrógeno gaseoso y aluminio metal.

- a) Escriba y ajuste por el método del ión-electrón la reacción química que tiene lugar.
b) Calcule el rendimiento de la reacción si se obtienen 52 g de tricloruro de aluminio cuando se parte de 13,5 g de aluminio metálico.
c) Determine el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, desprendido durante el proceso descrito en el apartado anterior.

Masas atómicas relativas: H = 1,0 Al = 27,0 Cl = 35,5.

03. La trinitroglicerina, $C_3H_5N_3O_9$, se ha usado tradicionalmente para fabricar explosivos. Alfred Nobel ya la empleó en 1866 para fabricar dinamita. Actualmente también se usa en medicina para aliviar la angina de pecho (dolores causados por el bloqueo parcial de las arterias que llegan al corazón) al dilatar los vasos sanguíneos. La entalpía de descomposición de la trinitroglicerina a la presión de 1 atm y 25 °C de temperatura para dar los gases nitrógeno, dióxido de carbono y oxígeno; y agua líquida es de - 1541,4 kJ/mol.

- Escriba la ecuación química de la reacción ajustada de la descomposición de la trinitroglicerina.
- Calcule el calor estándar de formación de la trinitroglicerina.
- Una dosis de trinitroglicerina para aliviar la angina de pecho es de 0,60 mg, suponiendo que tarde o temprano el organismo quema totalmente esa cantidad (aunque no de forma explosiva), según la reacción química calculada. ¿Cuántas calorías se liberan?
- ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se obtendrá de la descomposición completa de un cartucho de 250 g de trinitroglicerina en condiciones estándar?

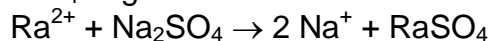
Datos: $\Delta H_f^0 (CO_2 (g)) = - 393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 (H_2O (l)) = - 285,8 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas relativas: H = 1,0 C = 12,0 N = 14,0 O = 16,0

1 cal = 4,18 julios.

04. En un hospital de 2.000 camas, se generan 2,4 kg de residuos por cama y día, que son tratados mediante incineración a 1.200 °C.

- Sabiendo que por cada kg de residuos incinerados se producen 3,1 m³ de emisión gaseosa, con una concentración en partículas de 12 g/m³, calcule la cantidad, expresada en kg/día, de partículas emitidas a la atmósfera.
- Las cenizas retiradas del horno incinerador, que suponen el 30 % de la masa inicial de los residuos, se tratan con un reactivo inertizador en proporción de 1 kg de reactivo por cada 3 kg de cenizas, generándose unos bloques estables de densidad 1,6 g/cm³. ¿Qué volumen de estos bloques, expresado en m³, se producirá cada año en el hospital?
- En la sección de radioterapia del hospital se produce un vertido de 600 litros diarios, contaminado por Ra^{2+} en concentraciones de 800 mg/L; cuál será la cantidad estequiométrica de sulfato de sodio, expresada en g/día, necesaria para precipitar todo el radio como $RaSO_4$ según la reacción:



Masas atómicas relativas: O = 16,0 Na = 23,0 S = 32,1 Ra = 226,0.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2006-2007

PRUEBA TEÓRICA

01.- Indique cual de las siguientes sales no está formada por aniones y cationes isoelectrónicos:

- a) MgF_2 b) KCl
c) AlF_3 d) CaBr_2

Números atómicos: F = 9; Mg = 12; Al = 13; Cl = 17; K = 19; Ca = 20; Br = 35.

02.- En un recipiente de 2 litros se introduce 0,6 mol de una sustancia gaseosa A. Una vez alcanzado el equilibrio quedan 0,2 mol de A. La constante de equilibrio K_c para la reacción: $A(g) \rightleftharpoons 2B(g) + C(g)$ es:

- a) 0,16 b) 0,32
c) 1,28 d) 0,64

03.- De los siguientes compuestos químicos cuál presenta momento dipolar permanente:

- a) AlBr_3 b) CCl_4 c) MgH_2 d) H_2O

04.- ¿Cuál puede ser la explicación de la elevada temperatura de ebullición de NH_3 en comparación con PH_3 , AsH_3 y SbH_3 ?

- a) Masa molecular más baja.
b) Existencia de fuerzas de Van der Waals.
c) Enlaces por puentes de hidrógeno.
d) Enlaces covalentes fuertes entre los átomos.

05.- Un recipiente contiene agua líquida y vapor a 100 °C y 1 atm en equilibrio. Si mantenemos constante la temperatura y aumentamos la presión:

- a) Se formará más vapor.
b) Se formará más líquido.
c) No se desplazará el equilibrio.
d) Solidificará el vapor.

06.- Indique la proposición cierta.

- a) Al aumentar la temperatura aumenta la conductividad de un metal.
b) Los metales son sólidos cuyos átomos se unen por enlace covalente aportando cada átomo un electrón.
c) Si las moléculas de CCl_4 se unen en el estado sólido lo hacen por fuerzas de Van der Waals.
d) Los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica al tener los iones en posiciones fijas.

07.- ¿Qué proposición es cierta?

- a) En un grupo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.
b) El radio de la especie A^- es mayor que el del elemento A.
c) Un elemento químico que tiene una afinidad electrónica alta, presentará una energía de ionización baja.
d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.

08.- En una reacción química que está en equilibrio, la adición al proceso de un catalizador se manifiesta:

- a) Disminuyendo el valor de la energía de activación de la reacción directa.
- b) Disminuyendo el valor de la energía de activación de la reacción inversa.
- c) Conduciendo a una mayor cantidad de productos.
- d) No afectando a las concentraciones de productos ni de reactivos.

09.- Indique en qué apartado hay menor número de átomos.

- a) 2 mol de hidrógeno.
- b) $6,023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
- c) 28 gramos de nitrógeno.
- d) 67,2 litros de neón en condiciones normales.

10.- Cual de las siguientes afirmaciones es cierta.

- a) El único método para calcular ΔH de una reacción química es a partir de las energías de enlace.
- b) El calor de formación del Hg (s) es cero.
- c) El calor de formación del Cl (g) es cero.
- d) El valor de ΔH de una reacción química puede hallarse restando a las energías de enlace de los productos las energías de enlace de los reactivos.

11.- Indique cuál de las siguientes disoluciones neutralizará exactamente a 25 mL de una disolución 1 M de hidróxido de sodio:

- a) 20 mL de ácido clorhídrico 2 M.
- b) 30 cm³ de ácido acético 1,5 M.
- c) 15 mL de ácido nítrico 2,5 M.
- d) 10 cm³ de ácido sulfúrico 1,25 M.

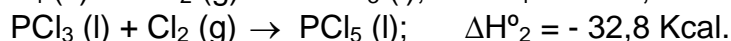
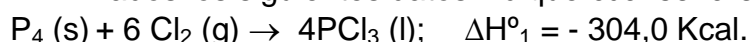
12.- A 50 °C la K_w del agua pura es de $5,50 \cdot 10^{-14}$. El pH del agua a dicha temperatura será:

- a) Ácido. b) Neutro. c) Básico. d) El pH del agua pura es siempre 7.

13.- ¿Cuál de estas disoluciones daría lugar a una disolución con el valor del pH mas bajo?

- a) Una concentración baja de un ácido con un valor bajo de la K_a .
- b) Una concentración alta de un ácido con un valor alto de la K_a .
- c) Una concentración baja de un ácido con un valor alto de K_a .
- d) Una concentración alta de un ácido con un valor bajo de K_a .

14.- Dados los siguientes datos indique cual sería el ΔH_f° del PCl_5 (s):

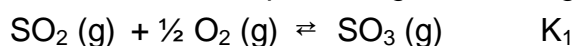


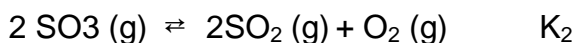
- a) -76 kcal. b) - 108,8 cal. c) - 454,8 kJ. d) - 137,1 kJ.

15.- ¿Qué proposición de las siguientes es cierta?

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua
- b) El H₂O como ácido es su propia base conjugada
- c) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte
- d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte

16.- Considere los dos equilibrios gaseosos siguientes a 25 °C:





¿Cuál de las siguientes relaciones es verdadera?

- a) $K_2 = K_1$ b) $K_2 = (1/K_1)^2$
 c) $(K_2)^2 = K_1$ d) $K_2 = 1/K_1$

17.- Cuando aumenta la temperatura de un sólido:

- a) Disminuye el volumen. b) Aumenta la densidad.
 c) Disminuye la densidad. d) Aumenta la masa.

18.- El número de oxidación formal del Mn en el permanganato de potasio es igual a:

- a) + 3. b) - 5. c) - 7. d) + 7.

19.- Los isótopos se caracterizan por tener:

- a) Distinto número de protones. b) Igual número de neutrones.
 c) Igual número másico. d) Igual número de electrones.

20.- El número de oxidación del azufre en la molécula de octoazufre (S_8) es igual:

- a) $1/8$. b) 2. c) 1. d) 0.

21.- ¿Cuál es la concentración de iones Na^+ en una disolución 0,6 M de Na_3PO_4 ?

- a) 0,6 molar. b) 0,2 molar.
 c) 3 molar. d) 1,8 molar.

22.- El número de átomos de 0,4 mol de oxígeno molecular diatómico es:

- a) $2,409 \cdot 10^{23}$. b) $4,818 \cdot 10^{23}$.
 c) $6,023 \cdot 10^{23}$. d) $1,505 \cdot 10^{23}$.

23.- La electronegatividad de un elemento químico está relacionada con:

- a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
 b) La tendencia a comportarse como un reductor.
 c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
 d) La atracción de electrones de un enlace.

24.- Que conjunto de números cuánticos, n, l y m_l son correctos para definir el electrón de valencia del elemento químico de número atómico igual a 13.

- a) $n = 3$, $l = 2$ y $m_l = -1$. b) $n = 3$, $l = 0$ y $m_l = 1$.
 c) $n = 3$, $l = 1$ y $m_l = -1$. d) $n = 2$, $l = 1$ y $m_l = 1$.

25.- En la reacción en fase gaseosa: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\Delta H < 0)$, cuál de las siguientes acciones desplazará el equilibrio hacia la formación del producto de reacción:

- a) El aumento de la presión a temperatura constante.
 b) La adición de un catalizador.
 c) El aumento de la temperatura del sistema.
 d) La adición de NH_3 a temperatura y presión constante.

26.- Considerando las masas atómicas relativas de $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$ y $\text{O} = 16$. ¿Cual de los siguientes compuestos químicos tendrá mayor número de átomos de nitrógeno?

- a) 50 g de N_2O . b) 50 g de NO_2
 c) 50 g de NH_3 . d) 50 g de N_2

27.- El número de neutrones en un núcleo de un átomo de ${}^{238}_{92}\text{U}$ es de:

- a) 92. b) 330. c) 238 d) 146.

28.- ¿Cuántos gramos de NaF hay en 0,15 kg de una disolución acuosa al 5 %?

- a) 3 g. b) 15 g.
c) 7,5 g d) 30 g.

29.- Una disolución acuosa de NaCl tendrá:

- a) Más protones que iones hidroxilo.
b) Más iones hidroxilo que protones.
c) No tendrá protones ni iones hidroxilo.
d) Tendrá la misma concentración de protones que de hidroxilo.

30.- Si nos desplazamos de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero de la tabla periódica, indique cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Aumenta el carácter metálico de los elementos químicos.
b) Disminuye el radio atómico
c) Disminuye la energía de ionización.
d) Disminuye la electronegatividad.

31.- Dadas las especies químicas siguientes indique cuál conduce la corriente eléctrica en esas condiciones:

- a) Cloruro de sodio añadido en un recipiente que contiene benceno.
b) Dióxido de silicio sólido.
c) Bromuro de potasio añadido a un recipiente que contiene agua.
d) Cera sólida añadida en un recipiente que contiene agua destilada.

32.- Sólo una de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) El catión Fe^{2+} es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe^{3+} .
b) El catión Li^+ es un ácido de Lewis más fuerte que el Al^{3+} .
c) Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.
d) El BF_3 y el AlCl_3 pueden actuar como ácidos de Lewis.

33.- Sólo una respuesta es correcta cuando se dice que el orbital atómico es:

- a) Una función matemática que da una distribución estadística de densidad de carga negativa en el entorno del núcleo.
b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
c) Una circunferencia o una elipse, dependiendo del tipo de átomo.
d) Imprescindible en el cálculo de la energía de una reacción.

34.- Se sugieren cuatro soluciones para la hibridación del carbono en el eteno, ¿Cuál es la correcta?

- a) sp^2 b) sp^3
c) sp d) s^2p^2

35.- Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen atómico es análogo. b) Poseen energías parecidas.
c) Tienen la misma carga nuclear. d) Su estructura electrónica externa es análoga.

36.- El espectro atómico de un elemento químico es consecuencia de:

- a) La eliminación de protones al aportar energía.
b) Transición de electrones entre niveles energéticos.

- c) La eliminación de neutrones como consecuencia del aporte energético.
- d) Reflexión de la energía de excitación que reciben.

37.- Una de las especies químicas que se proponen puede actuar de reductora, ¿cuál es?

- a) Flúor molecular.
- b) Átomos de sodio metálico.
- c) Los aniones clorato.
- d) Los iones hidronio.

38.- En uno de los compuestos químicos que se proponen, el comportamiento como compuesto iónico es más acusado que en el resto. Indique cuál de ellos es:

- a) CCl_4
- b) SbCl_3
- c) CaCl_2
- d) SnCl_4

39.- Señale cuál de los ángulos de enlace propuestos es el mayor:

- a) F-B-F en el BF_3 (g)
- b) Cl-C-Cl en el H_2CCl_2 (g)
- c) H-O-H en el H_2O (g)
- d) Cl-Be-Cl en el BeCl_2 (g)

40.- ¿Qué cantidad, en mol, de KCl se requieren para preparar 250 mL de una disolución 5 molar?

- a) 5 mol.
- b) 2,5 mol.
- c) 1,25 mol.
- d) 1 mol.

PRUEBA PRÁCTICA

01. Para alimentar las calderas de una industria, se utiliza carbón que contiene 80 % de carbono y 3 % de azufre. Si el consumo de carbón es de 4 t/día y los gases emitidos son 2.000 m³/h, calcule:

a) La concentración de partículas en el gas de emisión, expresada en mg/m³, si un 3 % del contenido inicial en carbono del carbón se emite en forma de partículas quemadas.

b) El contenido en SO₂ en los gases de emisión, expresado en mg/m³.

c) ¿Qué rendimiento tendría que exigirse al sistema de depuración de SO₂ si la normativa medioambiental limitase las emisiones del mismo a un máximo de 500 mg/m³?

d) Si para depurar los gases se opta por tratarlos con caliza para transformarlos en sulfato de calcio según la reacción: $\text{CaCO}_3 + \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$ ¿qué cantidad estequiométrica anual de caliza, expresada en toneladas, se necesita para eliminar las emisiones de SO₂, si se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio?

e) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio, expresada en toneladas, se retirará anualmente si el mismo contiene un 30 % en masa de humedad?

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12,01; O = 16,00; S = 32,07; Ca = 40,08.

02. De un compuesto químico gaseoso A, formado exclusivamente por C e H, se sabe que 0,9226 g de C están combinados con 0.0774 g de H y que su masa molar es 26,04 g/mol. Otro compuesto químico B, también formado exclusivamente por C e H, es una sustancia líquida de masa molar 78,11 g/mol, que contiene 2,3065 g de C combinados con 0,1935 g de H. Calcule las fórmulas empíricas y moleculares de los compuestos químicos A y B.

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,008.

03. Se introducen en un recipiente de 2,5 L de capacidad y a 625 °C, 0,476 g de I₂ (g) y 0,068 g de H₂ (g). a) Calcule la presión total en el momento inicial del mezclado. Como resultado de la reacción química se obtiene yoduro de hidrógeno. Se sabe que en este caso quedan sin reaccionar 0,158 g de I₂ (g). Calcule: b) Las cantidades, en mol, de las especies presentes en ese momento de la reacción. c) Las presiones parciales de las especies presentes en ese momento en la reacción.

Datos: Masas atómicas relativas: I = 126,9; H = 1,008.

04. La tostación (calentamiento en atmósfera de aire (con O_2) de sulfuros es la primera etapa para la obtención de algunos elementos químicos metálicos y de ácido sulfúrico. Cuando se utiliza como materia prima la pirita de hierro, FeS_2 , la reacción química de tostación conduce a la formación de Fe_2O_3 y SO_2 principalmente. Conteste a las siguientes cuestiones poniendo en todas ellas las reacciones ajustadas de los procesos que intervienen.

a) Determine la cantidad de hierro que se puede obtener cuando se reducen con carbón, en las condiciones adecuadas, los 25 g de trióxido de dihierro obtenido en el proceso de tostación, si el rendimiento de este proceso de reducción es del 80 %.

Cuando el dióxido de azufre se utiliza para la preparación de ácido sulfúrico, hay que oxidarlo con el oxígeno (O_2) del aire, en presencia de catalizadores y a temperatura de $450\text{ }^\circ\text{C}$, para obtener trióxido de azufre, que después se recoge sobre agua obteniéndose una disolución de ácido sulfúrico. b) Halle la concentración molar de la disolución de H_2SO_4 obtenida si en la valoración de 25 cm^3 de tal disolución se gastaron 40 cm^3 de hidróxido de sodio $0,1\text{ M}$.

c) Calcule el rendimiento del proceso de tostación si la cantidad de pirita utilizada fue de 100 g.

Suponiendo que el rendimiento del proceso de tostación es el mismo respecto a la obtención de dióxido de azufre: d) Calcule el volumen de agua sobre el que se recogió (reaccionó) el trióxido de azufre, si el rendimiento de la oxidación con el aire es del 50 %.

Datos: Masas atómicas relativas: $H = 1,008$; $O = 16,00$; $S = 32,07$; $Fe = 55,85$.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2007-2008

PRUEBA TEÓRICA

- 01.-** Un proceso será siempre espontáneo si es:
a) Exotérmico y con aumento del orden.
b) Exotérmico y con aumento del desorden.
c) Endotérmico y con disminución del desorden.
d) Endotérmico y con aumento del desorden.
- 02.-** Un agente oxidante es aquel que:
a) Siempre contiene oxígeno.
b) Se reduce durante la reacción.
c) Se oxida fácilmente.
d) Se reduce frente al agua.
- 03.-** Indique cuál sería el compuesto químico en el que estaría más acusado el carácter iónico del enlace:
a) LiCl b) CaBr₂ c) TiCl₄ d) AsCl₃
- 04.-** Se ha propuesto el siguiente mecanismo de destrucción del ozono de la atmósfera debido al NO procedente de los gases de combustión del transporte supersónico:
 $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 $\text{NO}_2 + \text{O} \rightarrow \text{NO} + \text{O}_2$
En este esquema el NO es:
a) Un producto de la reacción total.
b) Un inhibidor.
c) Un reactivo de la reacción total.
d) Un catalizador.
- 05.-** La solubilidad de CO₂ (g) en agua no se ve influida por:
a) Presión.
b) Temperatura.
c) Velocidad con que se deja pasar el flujo del gas.
d) La reacción química del gas con el agua.
- 06.-** La azurita es un mineral de color azul intenso, que se usa como mena de cobre, y cuya composición centesimal es 55,3% Cu; 6,97% C; 37,1% O y 0,58% H. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?
a) CuCO₃·2CuOH b) CuCO₃·2Cu(OH)₂
c) Cu(OH)₂·2CuCO₃ d) CuOH·2CuCO₃
- 07.-** Para la preparación de 100 cm³ de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico se emplea uno comercial del 36 % y de densidad relativa 1,18. Para ello debemos de tomar de la botella citada:
a) 0,3645g b) 0,86 cm³ c) 1,70 mL d) 0,308 cm³
- 08.-** ¿Cuáles de las siguientes propiedades del aluminio, es una propiedad química?
a) Densidad = 2,7g/cm³
b) Reacciona con el oxígeno para dar un óxido metálico.
c) Temperatura de fusión = 660 °C.
d) Buen conductor de la electricidad.

- 09.-** Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno en dos recipientes separados, con el mismo volumen y a la misma temperatura, ¿cuál de las siguientes afirmaciones será correcta?
- Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
 - La presión en el recipiente del nitrógeno es mayor que en el del oxígeno.
 - En el recipiente del oxígeno hay un número mayor de moléculas.
 - El nitrógeno tiene mayor energía cinética media por mol.
- 10.-** Dadas las siguientes afirmaciones indique cuál de ellas es verdadera.
- En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.
 - El agua se evapora siempre a 100 °C.
 - Al dejar abierto un recipiente con alcohol, éste desaparece porque ha habido una combustión.
 - Cuando el agua se evapora no se produce reacción química.
- 11.-** ¿Cuál es el ΔH° de la transformación: $S_{\text{rombico}} \rightleftharpoons S_{\text{monoclínico}}$?
- $$S_{\text{rombico}} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -296,9 \text{ kJ/mol}$$
- $$S_{\text{monoclínico}} + 3/2O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} \quad \Delta H^\circ = -395,47 \text{ kJ/mol}$$
- $$SO_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} \quad \Delta H^\circ = -98,16 \text{ kJ/mol}$$
- + 410 J/mol
 - 594,21 kJ/mol
 - + 47,22 kcal/mol
 - 790,53 kJ/mol
- 12.-** En la molécula del tetracloruro de carbono
- El enlace entre el carbono y el cloro no es polar.
 - El momento dipolar es nulo.
 - El enlace entre el carbono y el cloro es doble.
 - La geometría de la misma es plana.
- 13.-** Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos: $n = 3$ y $l = 1$. Como consecuencia podemos afirmar:
- Se encuentra en un orbital 3d.
 - Se encuentra en un orbital 3p.
 - En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de n y l .
 - Se encuentra en un orbital 3s.
- 14.-** Señale si alguno de los siguientes procesos puede darse como químico:
- Fusión del hierro.
 - Combustión de la gasolina.
 - Congelación del agua.
 - Disolución de azúcar en agua.
- 15.-** Se desea preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,25 M a partir de ácido comercial del 98 % y densidad 1,836 g/mL. Para ello hay que tomar de la botella del ácido comercial:
- 1,36 mL.
 - 2,45 mL.
 - 4,50 mL.
 - 2,5 g.
- 16.-** Indique cuál de las afirmaciones que se dan es correcta:
- Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.

- b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
 c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
 d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.
- 17.- El cloruro de cesio es un sólido iónico y por tanto:
 a) Su red la forman iones y en estado sólido es un buen conductor de la electricidad.
 b) Presenta bajas temperaturas de fusión y ebullición.
 c) Ninguna de las otras respuestas es válida.
 d) Como el catión es pequeño y el anión grande, su índice de coordinación es pequeño.
- 18.- El compuesto AgNO_3 es francamente soluble en:
 a) CS_2
 b) CCl_4
 c) Benceno
 d) Agua.
- 19.- La hibridación del carbono en el compuesto orgánico $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es:
 a) sp^2
 b) sp^3
 c) sp
 d) s^2p^2
- 20.- Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:
 a) El radio de un ión positivo se llama radio catiónico.
 b) Si el átomo de un elemento químico pasa a ser un ión negativo su radio disminuye de tamaño.
 c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos químicos iónicos.
 d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.
- 21.- Una disolución molar es aquella que contiene 1 mol de soluto en:
 a) 1.000 g de disolvente.
 b) 1.000 g de disolución.
 c) 1.000 cm^3 de disolvente
 d) 1.000 cm^3 de disolución.
- 22.- Señale qué compuesto químico de los propuestos presenta mayor comportamiento iónico.
 a) AlF_3
 b) CF_4
 c) NO
 d) RbF
- 23.- Indique cuál de los siguientes cambios no afecta a la descomposición térmica del CaCO_3 .
 a) La elevación de la temperatura.
 b) La disminución de la presión.
 c) La variación de la concentración de CO_2 .
 d) Un aumento en la cantidad inicial de sustancia.
- 24.- En uno de los procesos siguientes se precisa de un reductor:
 a) Dióxido de manganeso \rightarrow Óxido de manganeso (II).
 b) Trióxido de azufre \rightarrow ácido sulfúrico.
 c) Carbonato de calcio \rightarrow Óxido de calcio.
 d) Dióxido de titanio \rightarrow Catión divalente del monóxido de titanio.
- 25.- Señale cuál es la razón que explica que el flúor es el elemento químico más activo de los halógenos.
 a) Tener el radio atómico más pequeño.

- b) Tener siete electrones de valencia.
 c) Tener un número impar de electrones.
 d) Formar moléculas diatómicas.
- 26.-** De las siguientes afirmaciones, en términos generales, una es falsa.
 a) Las temperaturas de fusión de las sustancias inorgánicas son superiores a las de las orgánicas.
 b) Las sustancias inorgánicas son más volátiles que las orgánicas.
 c) Es más fácil encontrar sustancias con enlace iónico en la química inorgánica que en la orgánica.
 d) Las sustancias inorgánicas se disuelven mejor en agua que las orgánicas.
- 27.-** La acetona puede obtenerse por oxidación del alcohol:
 a) Metanol. b) 1-propanol
 c) Etanol. d) 2-propanol.
- 28.-** El número de electrones desapareados del cobalto ($Z = 27$) en estado fundamental es:
 a) Uno. b) Dos. c) Tres. d) Cuatro.
- 29.-** Cuál de los elementos químicos que se indican puede ser clasificado como elemento químico de transición.
 a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
- 30.-** Los elementos químicos de una misma columna del Sistema de Periodos presentan propiedades químicas análogas como consecuencia de que:
 a) Su volumen atómico es análogo.
 b) Poseen energías parecidas.
 c) Tienen la misma carga nuclear.
 d) Su estructura electrónica externa es la misma.
- 31.-** Señale si alguno de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m, s) pueden asignarse a algún electrón.
 a) 2, 0, 1, $\frac{1}{2}$ b) 2, 2, 1, $\frac{1}{2}$ c) 2, 2, -1, $-\frac{1}{2}$ d) 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- 32.-** Una muestra de 50,5 mg de un compuesto de fórmula X_2O_5 contiene 0,028 g de oxígeno. ¿Cuál es la masa atómica de X?
 a) 54,940 g b) 18,998 g
 c) 24,310 g d) 30,974 g
- 33.-** Indique, para los compuestos químicos siguientes, si alguno no posee algún átomo con hibridación sp^3 .
 a) NH_3 b) C_6H_6 c) H_2O d) CF_4
- 34.-** El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es:
 a) -2. b) -1. c) +1. d) +2.

- 35.- Se adicionan 50 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal de concentración 0,16 M. Supuesto que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la nueva disolución es:
a) 8,71 M b) 2,35 M c) 3,78 M d) 1,90 M.
- 36.- Las llamadas condiciones normales de presión y temperatura se definen arbitrariamente como:
a) 273 K y 76 mm Hg b) 25 °C y 1,0 atm.
c) 273 °C y 76 torr. d) 273 K y 1,0 atm.
- 37.- Los elementos químicos metálicos se caracterizan por:
a) Ser gases.
b) Ceder electrones cuando hay alguien en condiciones de aceptarlos.
c) Fundir a temperaturas muy altas.
d) Tomar electrones del oxígeno del aire con facilidad.
- 38.- Habida cuenta las características del enlace en el amoníaco, puede deducirse que este compuesto químico presenta las siguientes propiedades:
a) La molécula es polar, es base de Lewis y tiene alta constante dieléctrica.
b) La molécula es apolar, es base de Lewis y forma enlaces de hidrógeno.
c) La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
d) Es un compuesto químico iónico, se ioniza en medio acuoso y es base fuerte.
- 39.- Los aniones borato, carbonato y la molécula de trióxido de azufre tienen:
a) Mismo número de átomos, igual carga y tres enlaces sencillos elemento-oxígeno.
b) Estructura plana, mismo número de electrones, diferente orden de enlace elemento-oxígeno.
c) Estructura plana, igual número de átomos, diferente número de electrones.
d) Diferente estructura, igual número de átomos, igual número de electrones.
- 40.-Cuál de las siguientes sustancias no produce una solución ácida al disolverla en agua:
a) Cloruro de amonio. b) Carbonato de sodio.
c) Cloruro de hidrógeno. d) Sulfato de hierro (II).

DATOS:

Masas atómicas: H = 1,00 g/mol; C = 12,00 g/mol; O = 16,00 g/mol; Na = 22,99 g/mol
S = 32,06 g/mol; Cl = 35,45 g/mol; Cu = 63,54 g/mol.

PRUEBA PRÁCTICA

PROBLEMAS

01. Las concentraciones de equilibrio correspondientes a la reacción entre el tricloruro de fósforo y el cloro, para dar pentacloruro de fósforo, todos ellos en fase gaseosa, se expresan en mol/L y son respectivamente 0,20, 0,10 y 0,40. El proceso se realiza en un matraz de 1,0 L y, una vez alcanzado el equilibrio, se añaden 0,10 mol de cloro gaseoso. Calcule cuál será la nueva concentración de pentacloruro en equilibrio expresada en g/L.

Datos: Masas atómicas: P = 31,0 g/mol y Cl = 35,5 g/mol.

02. Se dispone de una aleación ligera formada por magnesio y cinc. Si se toma una muestra de ella de 1,00 g y se quema totalmente en atmósfera de oxígeno se obtiene 1,41 g de la correspondiente mezcla de óxidos. Determine cuál es la composición porcentual de la aleación original.

Datos: Masas atómicas relativas: Mg = 24,3 y Zn = 65,4.

03. Cuando reacciona el cromato de potasio con ácido clorhídrico puede obtenerse cloruro de cromo (III), a la vez que se forma un gas amarillo-verdoso y otros compuestos químicos solubles en agua. a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón. b) Cuántos mililitros de ácido clorhídrico del 37 % y densidad relativa 1,19, serán necesarios para la reacción con 7 g de cromato. c) Qué volumen de gas, medido a 20 °C se formará en el caso anterior.

Datos:

Masas atómicas: O = 16,00 g/mol, Cl = 35,45 g/mol, K = 39,10 g/mol y Cr = 51,00 g/mol.

04. Uno de los plásticos muy utilizados actualmente es el polietileno. El producto de partida utilizado en su fabricación es el etileno. Si los calores estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente:

- 94,1 kcal/mol y - 68,3 kcal/mol, y sabiendo que el calor de combustión del etileno gas es - 337,3 kcal/mol. Determine el calor estándar de formación del citado reactivo gaseoso de partida, dándolo en kcal/mol.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2008-2009

PRUEBA TEÓRICA

- Una muestra de 0,243 gramos de magnesio reaccionan con 0,250 gramos de nitrógeno, dando nitruro de magnesio, Mg_3N_2 . Después de la reacción quedan 0,159 gramos de nitrógeno. ¿Qué masa de nitruro de magnesio se ha formado?
 - 0,402 gramos.
 - 0,334 gramos.
 - 0,091 gramos.
 - 0,652 gramos.
- El dióxido de carbono, CO_2 , posee, independientemente de su procedencia, 27,3 g de carbono por 72,7 g de oxígeno, lo que constituye una prueba de la ley:
 - De la conservación de la energía.
 - De las proporciones definidas.
 - De la conservación de la materia.
 - De las proporciones múltiples.
- Sabiendo que el número atómico y el número másico del azufre son 16 y 32 respectivamente, determine el número de protones que tendrá el núcleo del ión sulfuro, S^{2-}
 - 16 protones.
 - 30 protones.
 - 14 protones.
 - 32 protones.
- Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con:
 - La diferencia de electroafinidades entre los átomos que lo constituyen.
 - La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
 - El tamaño relativo entre anión y catión.
 - La energía de ionización del catión.
- Se dispone de dos recipientes idénticos de vidrio, que están a la misma temperatura. En uno se introduce oxígeno y en el otro la misma masa pero de nitrógeno, ambos en estado gaseoso. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es la correcta?:
 - En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas.
 - La presión en el recipiente del nitrógeno es mayor que en el del oxígeno.
 - En el recipiente del oxígeno hay un mayor número de moléculas.
 - En el recipiente del oxígeno hay mayor masa de gas que en el del nitrógeno.Datos: Masas molares: $N_2 = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- El carbono tiene dos isótopos estables de masas atómicas 12 u y 13 u. Considerando que la masa atómica del carbono natural es de 12,011 u, determine el % del isótopo de masa atómica 13 u en la mezcla isotópica natural.
 - 13 %.
 - 50 %.
 - 1,1 %.
 - 98,9 %.
- Un proceso será siempre espontáneo si es:

- a. Endotérmico y con disminución de desorden.
 - b. Exotérmico y con aumento de orden.
 - c. Endotérmico y con aumento de desorden.
 - d. Exotérmico y con aumento de desorden.
8. Uno de los conceptos que se proponen es falso:
- a. Las disoluciones verdaderas forman sistemas homogéneos.
 - b. La agitación intensa de un sistema de agua con aceite permite obtener una disolución.
 - c. La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido.
 - d. Una disolución se considera saturada si no admite más soluto.
9. El nitrógeno tiene un número de masa igual a 14,0. Determine cuantas moléculas existen en 7 gramos de nitrógeno molecular.
- a. $1,505 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - b. $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - c. $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - d. $0,860 \cdot 10^{23}$ moléculas.
10. Cabe esperar que las temperaturas de fusión más bajas correspondan a:
- a. Los sólidos.
 - b. Los sólidos de tipo covalente.
 - c. Los sólidos metálicos elementales.
 - d. Los sólidos con enlace iónico.
11. Isótopos
- a. Átomos del mismo elemento químico con igual número atómico.
 - b. Átomos de distinto elemento químico con igual número de masa.
 - c. Átomos de distinto elemento químico con igual número de neutrones.
 - d. Átomos del mismo elemento químico con el mismo número de neutrones.
12. Si una especie tiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones, estamos hablando de:
- a. De un átomo de magnesio.
 - b. Del catión Mg^{2+} .
 - c. Del catión Na^+ .
 - d. De un átomo de sodio.
13. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 138 del bario (número atómico igual a 56), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?
- a. 59,42 %.
 - b. 50 %.
 - c. 40,58 %.
 - d. 68,29 %.
14. ¿En qué compuesto químico el número de oxidación del N es igual a -2?
- a. NH_3 .
 - b. HNO_3 .
 - c. NO_2 .
 - d. N_2H_4 .

15. Se disuelven 10 mL de etanol ($d = 0,8 \text{ g/mL}$) en agua hasta un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?
- 0,1 M.
 - 2,17 M.
 - 1,74 M.
 - 10^{-2} M.
16. Teniendo en cuenta las características del enlace en el amoníaco puede deducirse que presentará las siguientes propiedades:
- Es un compuesto químico iónico, en medio acuoso se ioniza y es una base fuerte.
 - La molécula es apolar, forma enlaces de hidrógeno y es una base de Lewis.
 - La molécula es polar, tiene alta constante dieléctrica y es base de Lewis.
 - La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
17. ¿Cuántos electrones como máximo pueden existir en un nivel energético con valor del número cuántico principal "n" = 3?
- 9.
 - 6.
 - 18.
 - 14.
18. Si un elemento químico tiene 6 electrones en su capa de valencia, será un elemento del:
- Grupo de los gases nobles.
 - Grupo de los halógenos.
 - Grupo del oxígeno.
 - Grupo de los alcalinos.
19. De las afirmaciones relacionadas con la tabla periódica que se encuentran a continuación hay una incorrecta. ¿Cuál es?
- Los elementos químicos se disponen en orden creciente de sus masas atómicas.
 - Los elementos químicos de un grupo tienen propiedades semejantes.
 - Los elementos químicos se disponen en orden creciente de su número atómico.
 - El tamaño de los átomos no crece de forma uniforme al aumentar el número atómico.
20. El espectro atómico de un elemento químico es consecuencia de:
- La transición de electrones entre niveles energéticos.
 - La reflexión de la energía de excitación que reciben.
 - La eliminación de neutrones.
 - La eliminación de protones.
21. Un agente oxidante es aquel que:
- Siempre contiene oxígeno.
 - Se reduce durante la reacción.
 - Se oxida fácilmente.
 - Se oxida solo en presencia de un agente reductor.
22. En relación con los valores de las energías de ionización:

- a. Las energías de ionización sucesivas, para un mismo elemento químico, tienen valores absolutos menores.
 - b. El valor absoluto de la primera energía de ionización en un grupo aumenta con el aumento del número atómico.
 - c. Las energías de ionización corresponden siempre a procesos exotérmicos.
 - d. Los elementos químicos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización menores que los elementos químicos de los gases nobles.
23. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en el ión manganato, MnO_4^{2-} ?
- a. +6.
 - b. +4.
 - c. -6.
 - d. +7.
24. Un átomo con configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ se corresponde con:
- a. Un elemento químico alcalinotérreo.
 - b. Un elemento químico no metálico.
 - c. Un elemento químico de transición.
 - d. Un elemento químico de los gases nobles.
25. Cuando se dice que un elemento químico A es más electronegativo que otro elemento químico B, nos estamos refiriendo a:
- a. Que el elemento químico A tiene mayor volumen que el elemento químico B.
 - b. Que el elemento químico A es un elemento metálico.
 - c. Que el elemento químico A cuando forma un compuesto químico con el elemento químico B tiene carácter positivo.
 - d. Que el elemento químico A cuando forma un compuesto químico con el elemento químico B tiene carácter negativo.
26. Solo una de las siguientes afirmaciones es cierta;
- a. En el agua, la hibridación del átomo central es la "sp".
 - b. El eteno, $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$, es una molécula plana y cada C presenta una hibridación "sp²".
 - c. En el etino, $\text{CH} \equiv \text{CH}$, la hibridación de cada carbono es "sp²".
 - d. En el amoníaco, la hibridación del nitrógeno es "sp²".
27. En relación con el volumen atómico de los elementos químicos deduzca cual de las cuestiones siguientes es verdadera:
- a. El volumen atómico es constante en un período porque el número cuántico principal es constante.
 - b. Cuanto mayor es el número atómico en un grupo menor es el volumen atómico.
 - c. Aumenta al aumentar el número atómico en un grupo.
 - d. Disminuye con el aumento de la temperatura.
28. Los átomos e iones siguientes: Na^+ , O^{2-} y Ne se parecen en que:
- a. Tienen el mismo número de electrones.
 - b. Tienen el mismo número de protones.
 - c. Tiene el mismo número de masa.
 - d. En nada.

29. En relación con los valores de las energías de ionización de los elementos químicos:
- La energía de ionización disminuye con el aumento del carácter metálico.
 - La energía de ionización depende del número de neutrones que existen en el núcleo del elemento.
 - La energía de ionización disminuye con el aumento del número de oxidación.
 - La energía de ionización es independiente del número atómico.
30. Cuando se somete a un átomo a los efectos de un campo magnético intenso, el nivel de número cuántico $l = 3$ se desdobra en:
- 2 niveles.
 - 3 niveles.
 - 7 niveles.
 - 6 niveles.
31. Deduzca cual de las siguientes cuestiones es cierta:
- Dos cationes de distintos elementos químicos pueden ser isoelectrónicos.
 - Dos átomos distintos pueden ser isoelectrónicos.
 - Dos átomos del mismo grupo son isoelectrónicos.
 - Un átomo y los cationes que pueda formar son isoelectrónicos.
32. El NaCl es un sólido iónico y por lo tanto:
- Su red la forman iones y en estado sólido es un buen conductor de la electricidad.
 - Sus temperaturas de fusión y de ebullición son bajas.
 - Las moléculas se unen y forman una red por medio de fuerzas de Van der Waals.
 - Todas las respuestas anteriores son falsas.
33. Una disolución molar es aquella que contiene un mol de soluto en:
- 1000 g de disolvente.
 - 1000 g de disolución.
 - 1000 cm³ de disolvente.
 - 1000 cm³ de disolución.
34. La estructura electrónica $3s^2 3p^4$ corresponde a:
- Un elemento químico representativo del cuarto periodo.
 - Un elemento químico representativo.
 - Un elemento químico de las tierras raras.
 - Un elemento químico del grupo IIIA.
35. Considerando el tamaño de las especies H^+ (protón), H^- (ión hidruro) y H (hidrógeno atómico), ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?:
- El radio del protón es mayor que el del hidrógeno atómico.
 - El radio del ión hidruro es menor que el del protón.
 - El radio del hidrógeno es menor que el del ión hidruro.
 - Todos los tamaños son iguales.
36. ¿Cuál de los conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) se puede asignar a un electrón determinado?
- 4, 4, 1, 1/2.
 - 4, 3, .4, -1/2.
 - 4, 3, 2, 1.

d. 4, 3, -2, -1/2.

37. Considerando el concepto de afinidad electrónica de un átomo, ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a. Los valores máximos corresponden a los gases nobles.
- b. Generalmente es una magnitud endotérmica.
- c. Es una energía constante para todos los átomos de un periodo.
- d. Es una energía constante para todos los átomos de un grupo.

38. ¿Que contiene más átomos de oxígeno?

- a. 0,5 mol de H_2O .
- b. 23 gramos de NO_2 .
- c. Un litro de gas ozono, O_3 , a 700 mm Hg y 25 °C.
- d. El KMnO_4 que hay en un litro de disolución 0,1 molar.

Masas atómicas relativas:

H = 1,008; N = 14,00; O = 16,00; K = 39,10; Mn = 54,94

39. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos puede formar enlaces de hidrógeno?

- a. Etano, $\text{CH}_3\text{-CH}_3$.
- b. Sulfuro de hidrógeno, H_2S .
- c. Metanol. CH_3OH .
- d. Acetona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$.

40. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos exhibirán mayor semejanza en sus propiedades físicas y químicas?

- a. Aluminio y fósforo.
- b. Berilio y azufre.
- c. Oxígeno y nitrógeno.
- d. Flúor y cloro.

PRUEBA PRÁCTICA

PROBLEMAS

1. En un recipiente se tiene N_2O_4 a 15 °C y 1 atmósfera de presión. En estas condiciones el N_2O_4 contiene un 52 % en volumen de moléculas de NO_2 , Calcular:
 - a. El grado de disociación del N_2O_4 .
 - b. La constante de equilibrio K_p .
 - c. ¿Cuál será el grado de disociación, a la misma temperatura, si la presión es de 3 atmósferas?

2. En la industria aeronáutica se utilizan aleaciones de Al/Cu. Un proceso que permite analizar la composición de dicha aleación es por tratamiento con una disolución acuosa de ácido clorhídrico ya que el cobre no reacciona con este ácido y el aluminio reacciona en su totalidad dando tricloruro de aluminio (AlCl_3). Se tratan 2,4 gramos de aleación Al/Cu con 25 mL de HCl del 36 % y densidad 1,18 g/mL. Suponemos que todo el aluminio ha reaccionado y que el HCl se encuentra en exceso. La disolución ácida resultante se valora con una disolución de NaOH 2,0 molar, utilizando fenolftaleína como indicador, gastándose 20,5 mL de dicha disolución.
- Escribir la reacción de neutralización y determinar la cantidad, en mol, de HCl que reacciona con la disolución de NaOH.
 - Escribir la reacción química de la aleación con ácido clorhídrico, sabiendo que se desprende hidrógeno molecular (H_2) y determinar la composición centesimal de la aleación.
 - Determinar el volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales.

Masas atómicas relativas: H = 1,008; Al = 26,98; Cl = 35,45.

3. Los iones cloruro pueden oxidarse hasta cloro por acción de diversas sustancias oxidantes como permanganato de potasio, dicromato de potasio y dióxido de manganeso en medio ácido. Partiendo de iones cloruro que se encuentran en forma de ácido clorhídrico:
- Establecer las ecuaciones correspondientes a las tres reacciones, ajustadas por el método del ión- electrón.
 - Calcular el volumen de cloro, en L, recogidos a 30 °C y 700 mm Hg, que se obtienen cuando reaccionan, en condiciones adecuadas, 359 g de KMnO_4 .
 - Calcular la masa de cristales de la sal de cloruro de cromo (III) hexahidratado que se obtendrían cuando se utilizan 100 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Masas atómicas relativas: K = 39, Mn = 55, O = 16, Cl = 35,45 y Cr = 52.

4. Tanto el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) como la gasolina (supuestamente octano puro, C_8H_{18}) se usan como combustibles para automóviles.
- Establecer las reacciones químicas de combustión para ambos compuestos orgánicos.
 - Calcular las entalpías de combustión del etanol y de la gasolina.
 - Si la gasolina se vende a 0,912 €/litro. ¿Cual debería ser el precio del litro de etanol para proporcionar la misma cantidad de calor por unidad de masa?

Datos: Densidad octano = 0,7025 g/cm³

Densidad etanol = 0,7894 g/cm³

ΔH_f° octano = - 249,9 KJ/mol

ΔH_f° etanol = - 277,0 KJ/mol

ΔH_f° CO_2 = - 393,5 KJ/mol

ΔH_f° H_2O = - 285,8 KJ/mol

Masas atómicas relativas: H = 1,008; C = 12,01; O = 16,00.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2009-2010

PRUEBA TEÓRICA

- Señale cual de las siguientes proposiciones es cierta:
 - El enlace en el hielo es de tipo iónico.
 - Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces covalentes.
 - Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces de hidrógeno.
 - Para fundir hielo hay que romper enlaces covalentes.
- Según la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones es correcta?
 - HSO_4^- y SO_3^{2-} pueden actuar como ácidos.
 - SO_3^{2-} , S^{2-} y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
 - H_3O^+ , HClO_4 , HCO_3^- pueden actuar como sustancias anfóteras.
 - Todas son correctas.
- Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_4 y C_2H_2 , señale cual de las siguientes afirmaciones es cierta:
 - El átomo de carbono en la molécula de CH_4 posee hibridación sp^3 .
 - La molécula C_2H_2 es angular.
 - Los dos átomos de carbono de la molécula C_2H_4 poseen hibridación sp .
 - La molécula de CH_4 tiene estructura cuadrada plana.
- ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?
 - 5,0 g de CO.
 - 5,0 g de CO_2 .
 - 5,0 g de H_2O .
 - 5,0 g de O_3 .

Masas atómicas relativas: O = 16; C = 12,01; H = 1,01.

- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
 - Un mol de cualquier compuesto químico ocupa un volumen de 22,4 L.
 - La constante de Avogadro indica el número de átomos que hay en una molécula.
 - El número de electrones de un átomo depende del valor de la masa atómica.
 - El número de electrones de un átomo es el valor del número atómico.
- ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos indica una solución permitida de la ecuación de onda?
 - $n = 2$, $l = 2$, $m_l = 1$, $m_s = -1/2$.
 - $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = -1/2$.
 - $n = 3$, $l = -2$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$.
 - $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$, $m_s = 0$.
- El flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son dos elementos químicos del grupo de los halógenos, gases en condiciones normales, con números atómicos igual a 9 y 17 respectivamente. Elija la única afirmación correcta.
 - Tendrán distinto número de electrones en la capa de valencia.
 - En las moléculas diatómicas los dos átomos estarán unidos por enlace iónico.

- c. El número de átomos en un mol de F_2 será el mismo que en un mol de Cl_2 .
- d. La masa molecular de un mol de flúor será la misma que la de un mol de cloro.
8. Completar la frase: La leche de vaca es...
- Un compuesto químico.
 - Una mezcla homogénea.
 - Una disolución.
 - Una dispersión coloidal.
9. Dos recipientes de la misma capacidad contienen uno amoníaco gaseoso (NH_3) y el otro gas butano (C_4H_{10}). Si ambos recipientes se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura:
- Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
 - Ambos recipientes contienen la misma masa.
 - Ambos recipientes tendrán la misma densidad de gas.
 - Ambos recipientes contendrán el mismo número de moléculas.
10. Cuál de las siguientes especies Cl_3N , PCl_3 , PCl_5 , Cl_5N no existe?
- Cl_3N .
 - PCl_3 .
 - PCl_5 .
 - Cl_5N .
11. Para un mismo compuesto químico ¿cuál de las siguientes proposiciones es cierta?:
- Todas las muestras del compuesto químico tienen la misma composición.
 - Su composición depende del método de preparación.
 - El compuesto químico puede tener composición variable.
 - La composición del compuesto químico depende del estado físico.
12. Se disolvieron 2,5 g de clorato de potasio en 100 mL de agua a 40 °C. Al enfriar la disolución a 20 °C, se observó que el volumen continuaba siendo de 100 mL, pero se había producido la cristalización de parte de la sal. La densidad del agua a 40 °C es 0,9922 g/mL y la densidad de la disolución de clorato de potasio a 20 °C 1,0085 g/mL. Calcular la masa de clorato de potasio que ha cristalizado.
- 0,870 g.
 - 1,491 g.
 - 0,166 g.
 - 0,032 g.
13. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
- Un elemento químico tiene una masa constante y única.
 - Un elemento químico puede tener distintos números másicos.
 - Un elemento químico puede tener distinto número de protones.
 - Un elemento químico puede tener distinto número de electrones.
14. Si 3,6 g de carbono se combinan con 0,8 g de hidrógeno para formar un compuesto químico, la fórmula molecular de éste será:
- C_3H_8 .
 - C_3H_6 .
 - C_3H_{16} .
 - Para hallarla nos haría falta saber la masa molar del compuesto químico.

15. En una reacción química:
- La masa total de las sustancias permanece invariable.
 - El número total de átomos de cada elemento químico varía.
 - El número atómico de los elementos químicos que intervienen en la reacción química se modifica durante la misma.
 - La masa de las sustancias depende del método de preparación.

16. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 20 % en masa y su densidad es $1,11\text{g/cm}^3$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$. La molaridad de esta disolución es:
- 4,52 M.
 - 2,26 M.
 - 9,04 M.
 - 3,39 M.

Masas atómicas relativas: O = 16,00; S = 32,06; H = 1,01.

17. ¿En qué tipo de orbital atómico se encuentra el electrón definido por los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$, $m_l = 0$ y $m_s = \frac{1}{2}$?
- Orbital atómico "f".
 - Orbital atómico "s".
 - Orbital atómico "p".
 - Orbital atómico "d".

18. El orden de polaridad de las moléculas: HBr, HF, HI y HCl es el siguiente:
- $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$.
 - $\text{HI} < \text{HBr} < \text{HF} < \text{HCl}$.
 - $\text{HI} < \text{HBr} < \text{HCl} < \text{HF}$.
 - $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$.

19. Si una disolución tiene un $\text{pH} = 10,7$; la concentración de OH^- en dicha disolución será:
- $2 \cdot 10^{-11}$.
 - $5 \cdot 10^{-4}$.
 - $4,5 \cdot 10^{-6}$.
 - 10^{-7} .

20. Qué volumen debemos tomar de una disolución acuosa de ácido nítrico 0,5 M, si queremos preparar 250 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,15 M
- 37,5 mL.
 - 75,0 mL.
 - 0,033 L.
 - 0,004 L.

21. En un litro de una disolución 0,1M de nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, hay:
- 0,1 moles de iones nitrato y 0,1 moles de iones Ca^{2+} .
 - 0,2 moles de iones Ca^{2+} y 0,1 moles de NO_3^- .
 - 0,5 moles de iones Ca^{2+} y 0,5 moles de NO_3^- .
 - 0,2 moles de iones NO_3^- y 0,1 moles de iones Ca^{2+} .

22. Se preparan tres disoluciones de concentración 0.1 M de ácido clorhídrico, ácido acético y acetato sódico. Indicar cuál es el orden de acidez:

- a. Ácido acético > acetato sódico > ácido clorhídrico.
- b. Ácido clorhídrico > acetato sódico > ácido acético.
- c. Ácido clorhídrico > ácido acético > acetato sódico.
- d. Ácido acético > ácido clorhídrico > acetato sódico.

23. Un isótopo cuyo número másico es igual a 18, tiene 2 neutrones más que protones.

¿Cuál será el número de electrones?

- a. 9.
- b. 18.
- c. 10.
- d. 8.

24. Un elemento Z tiene la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) El átomo Z se encuentra en su estado fundamental.
- 2) El átomo Z se encuentra en un estado excitado.
- 3) El elemento Z es del grupo de los metales alcalinos.
- 4) El elemento Z es del 5º periodo de la tabla periódica.

- a. 1 y 2.
- b. 2 y 4.
- c. 2 y 3.
- d. 3 y 4.

25. Señale cual es la especie en la que el azufre tiene el número de oxidación formal más alto:

- a. Anión sulfito, SO_3^{2-} .
- b. Anión tiosulfato, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- c. Anión hidrogenosulfato, HSO_4^- .
- d. Azufre octoatómico, S_8 .

26. Imagine un universo en el que el valor del número cuántico m_s pueda tomar los valores $+\frac{1}{2}$, 0 y $-\frac{1}{2}$ en lugar de $\pm\frac{1}{2}$. Suponiendo que todos los otros números cuánticos pueden tomar únicamente los valores posibles en nuestro mundo y que se aplica el principio de exclusión de Pauli, la nueva configuración electrónica del átomo de nitrógeno será:

- a. $1s^3 2s^3 2p^1$.
- b. $1s^2 2s^2 2p^3$.
- c. $1s^3 2s^3 3p^7$.
- d. $1s^2 2s^2 2p^7$.

27. El amoníaco posee siempre 17,8 g de hidrógeno por 82,2 g de nitrógeno, lo cual constituye una prueba de la ley:

- a. De la conservación de la energía.
- b. De las proporciones definidas.
- c. De las proporciones múltiples.
- d. De la conservación de la materia.

28. En el modelo atómico de Bohr:

- a. Existen cuatro orbitales atómicos.
- b. El electrón sólo puede girar en órbitas estacionarias en las que puede absorber o emitir energía.

- c. Las órbitas en las que gira el electrón están cuantizadas por el número cuántico n .
- d. Para que un electrón salte de un orbital a otro dentro del mismo nivel energético debe absorber energía.

29. De los compuestos químicos siguientes ¿cuál es de esperar que sea iónico?

- a. CO_2 .
- b. NH_3 .
- c. CH_4 .
- d. Na_2O .

30. La geometría de las especies BeCl_2 , CH_4 , H_2O y NO_3^- es, respectivamente:

- a. Angular, tetraédrica, angular, triangular.
- b. Lineal, tetraédrica, angular, cuadrado plana.
- c. Lineal, tetraédrica, angular, triangular.
- d. Angular, tetraédrica, triangular, triangular plana.

31. Si el compuesto químico MCl_2 , contiene el 56,34 % de cloro. ¿Cuál será la masa atómica de M? Dato: masa atómica relativa del Cl = 35,45.

- a. 54,94 g.
- b. 43,66 g.
- c. 71,83 g.
- d. 112,68 g.

32. Un sistema recibe una cantidad de energía en forma de calor de 3000 cal y el sistema realiza un trabajo de 5 kJ. ¿Cuál es la variación que experimenta su energía interna? (1 cal = 4,18 J)

- a. Disminuye en 2000 J.
- b. Disminuye en 7540 J.
- c. Aumenta en 17540 J.
- d. Aumenta en 7540 J.

33. Una muestra de sulfato de hierro (II) hidratada, $\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, de masa igual a 4,5 g, se calienta hasta eliminar todo el agua quedando un residuo seco de 2,46 g. ¿Cuál será el valor de x ?

Masas atómicas relativas: H = 1,01; O = 16; S = 32,01; Fe = 55,85.

- a. 5.
- b. 6.
- c. 7.
- d. 8.

34. Indica cuales de los siguientes procesos implican un aumento de entropía del sistema:

- 1) Disolución del NaCl en agua.
- 2) Congelación del agua.
- 3) Evaporación del etanol.
- 4) Sublimación del I_2 .

- a. 1, 2 y 3.
- b. 1, 2 y 4.
- c. 1, 3 y 4.
- d. 2, 3 y 4.

- 35.** Un mol de un gas ideal se encuentra a la presión de 1 atmósfera y ocupa un volumen de 15 L. Si se aumenta la presión al doble y el volumen se hace igual a 20 litros:
- Aumentará la cantidad de materia en el número de moles.
 - Aumentará la temperatura.
 - Disminuirá la temperatura.
 - La temperatura permanecerá constante.
- 36.** Un proceso será siempre espontáneo si es:
- Exotérmico y con disminución de entropía.
 - Endotérmico y con aumento de entropía.
 - Todas las propuestas son falsas.
 - Exotérmico y con aumento de entropía.
- 37.** Una muestra de gas helio se encuentra a una presión y temperatura determinadas ocupando un volumen V . Si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura:
- Disminuirá la energía cinética media de las moléculas de helio.
 - Disminuirá la presión.
 - Aumentará el número de colisiones de las moléculas con las paredes de recipiente.
 - No pasará nada.
- 38.** En un recipiente cerrado se encuentra el siguiente equilibrio químico:
 $\text{N}_2\text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$. Qué ocurriría sobre el equilibrio cuando:
- Se disminuye el volumen.
 - Se retira parte del $\text{NO}(\text{g})$.
- El equilibrio se desplaza a la derecha en los dos casos.
 - A la derecha en el 1) y a la izquierda en el 2).
 - A la izquierda en el 1) y a la derecha en el 2).
 - En el 1) caso el equilibrio no se desplaza y en el 2) a la izquierda.
- 39.** Si la variación de la entalpía de formación del agua líquida es igual a $-285,84 \text{ kJ}$, el valor de ΔH para la reacción: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ será:
- $-285,84 \text{ kJ}$.
 - $+285,84 \text{ kJ}$.
 - $+571,68 \text{ kJ}$.
 - $-571,68 \text{ kJ}$.
- 40.** En una mezcla de nitrógeno y oxígeno hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno. Si la presión parcial de nitrógeno es $0,3 \text{ atm.}$, la presión total será:
- $0,6 \text{ atm.}$
 - $1,2 \text{ atm.}$
 - $1,5 \text{ atm.}$
 - $0,9 \text{ atm.}$

PROBLEMAS

Problema 1: A 10 mL de una disolución de sulfato de cromo (III), $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, 0,3 M, se le añaden 50 mL de cloruro cálcico, CaCl_2 , 0,1 M para formar un precipitado de sulfato cálcico, CaSO_4 .

- a. Escriba la reacción química que tiene lugar.
- b. Calcule la cantidad en gramos de sulfato cálcico que se obtienen.
- c. Determine la concentración de los iones que permanecen disueltos, suponiendo que los volúmenes son aditivos, después de tener lugar la reacción química de precipitación.
- d.

	O	S	Ca
Masas atómicas relativas	16,00	32,06	40,08

Problema 2: Al poner en contacto 4,4 g de dióxido de carbono con carbono sólido en un recipiente cerrado y vacío de 10 litros y a 850 °C se establece el siguiente equilibrio químico: $\text{C (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{CO (g)}$.

El valor de K_c para este equilibrio a 850 °C es de 0,153. Calcular:

- a. El valor de K_p para este equilibrio a 850 °C
- b. La presión total en el equilibrio.
- c. La presión parcial del monóxido de carbono en el equilibrio.
- d. La masa de dióxido de carbono en el equilibrio.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; O = 16,00.

$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

Problema 3: La descomposición térmica del hidrógeno carbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Por eso se utiliza en la fabricación del pan, ya que el dióxido de carbono que se desprende produce pequeñas burbujas en la masa, haciendo que ésta “suba” al hornear el pan.

- a. Calcular el calor de combustión de esta reacción de descomposición.
- b. Hallar el intervalo de temperaturas en el que la reacción será espontánea.
- c. Determinar la variación de la energía libre, ΔG , a 25 °C y
- d. Determinar los valores de las constantes de equilibrio K_p y K_c , a 25 °C.

Considerar a esa temperatura el agua en estado líquido.

Compuesto químico	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔS° (J·mol ⁻¹ K ⁻¹)
hidrógeno carbonato de sodio (sólido)	- 947,7	102,1
carbonato de sodio (sólido)	- 1131,0	136,0
dióxido de carbono (gas)	- 393,5	213,6
agua (gas)	- 241,8	188,7

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problema 4: El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

- a. Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20 % en masa, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
- b. Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12,01; O = 16,00; Mg = 24,31.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$.

OLIMPIADA QUÍMICA DE CASTILLA Y LEÓN 2010-2011

PRUEBA TEÓRICA

1.- El número de electrones del ión ${}_{26}^{58}\text{Fe}^{3+}$ es:

- a) 23
- b) 29
- c) 26
- d) 3

2.- La masa atómica de un átomo M es 40 y la masa molar de su cloruro es 111 g/mol. Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del óxido de M es:

- a) MO_2
- b) MO
- c) M_2O
- d) M_2O_3

3.- El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico HA es 4,5. Podemos decir que se trata de un ácido:

- a) Muy diluido.
- b) Orgánico.
- c) Muy poco soluble en agua.
- d) Poco disociado.

4.- Si tenemos 1 g de las sustancias gaseosas que se relacionan a continuación, en igualdad de condiciones ¿Cuál de ellas ocupa mayor volumen?

- a) N_2
- b) F_2
- c) CH_4
- d) Ne

5.- El calor de formación del agua líquida es - 285,84 kJ/mol por lo que el valor de ΔH de la reacción:

$2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$, será:

- a) - 285,84 kJ
- b) + 285,84 kJ
- c) + 571,68 kJ
- d) - 571,68 kJ

6.- El número máximo de electrones que pueden existir en el nivel de energía $n = 4$ es:

- a) 4
- b) 18
- c) 9
- d) 32

7.- ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón situado en un orbital 4d?

- a) $n = 4, l = 3, m_l = -3, m_s = +1/2$
- b) $n = 4, l = 2, m_l = +1, m_s = +1/2$
- c) $n = 4, l = 1, m_l = -2, m_s = -1/2$
- d) $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = -1/2$

8.- ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo de S en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 4
- c) 2
- d) 6

9.- Un elemento X de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) - 1
- b) + 5
- c) + 1
- d) - 7

10.- En una disolución de HNO_3 de pH 2,38 la concentración de OH^- en mol por mL será:

- a) $4,17 \cdot 10^{-3}$ mol/mL
- b) $2,40 \cdot 10^{-12}$ mol/mL
- c) $4,17 \cdot 10^{-6}$ mol/mL
- d) $2,40 \cdot 10^{-15}$ mol/mL

11.- Para la reacción: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}); \Delta H = -231,6 \text{ kJ}$ el equilibrio se desplaza a la derecha cuando:

- a) Se aumenta la temperatura.
- b) Cuando se aumenta el volumen del recipiente manteniendo la temperatura constante.
- c) Se adiciona un catalizador.
- d) Se quema el CH_4 .

12.- Una muestra de 6,25 gramos de cinc reacciona con 1,20 gramos de fósforo dando fosforo de cinc. Después de la reacción quedan 2,46 gramos de cinc. ¿Qué masa de fosforo de cinc se ha formado?

- a) 2,50 g
- b) 5,00 g
- c) 3,33 g
- d) 7,50 g

13.- Se disuelven 5 mL de metanol CH_3OH ($d = 0,79 \text{ g/mL}$) en agua hasta lograr un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?

- a) 1,23 M
- b) 0,123 M
- c) 0,049 M
- d) 1,97 M

14.- Según la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) NH_4^+ y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
- b) HCN , HCO_3^- y HSO_4^- son sustancias anfóteras.
- c) HPO_4^{2-} , HCO_3^- y H_3O^+ pueden actuar como ácidos.
- d) Todas son incorrectas.

15.- ¿Cuántos gramos de hidrogenocarbonato de potasio del 95 % de pureza en masa hay que disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución 0,05 M?

- a) 2,63 g
- b) 2,38 g
- c) 10,20 g
- d) 3,14 g

16.- Una disolución de ácido nítrico es 15,24 M y tiene una densidad de 1,41 g/mL ¿cuál es su pureza?

- a) 10,00 %
- b) 13,54 %
- c) 74,51 %
- d) 68,10 %

17.- Una muestra cristalizada de cloruro de manganeso (II) hidratado, $\text{MnCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, tiene 4,50 g, y se calienta hasta eliminar totalmente el agua, quedando un residuo pulverulento seco de 2,86 g. ¿Cuál será el valor de x?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

18.- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera?

- a) El agua pura tiene propiedades ácidas y básicas
- b) El ácido clorhídrico es más fuerte que el ácido acético.
- c) Una disolución de cloruro amónico es ácida.
- d) Una disolución de carbonato de sodio es ácida.

19.- ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento químico?

- a) En el número másico.
- b) En el número de protones.
- c) En el número atómico.
- d) En la disposición electrónica.

20.- El pH de una disolución 0,012 molar de ácido clorhídrico es:

- a) 1,2
- b) 2,4
- c) Ligeramente inferior a 2.
- d) Falta un dato.

21.- Se calentó en atmósfera de oxígeno una muestra de 2,500 g de uranio. El óxido resultante tiene una masa de 2,949 g, por lo que su fórmula empírica es:

- a) U_2O_3
- b) UO
- c) UO_2
- d) U_3O_8

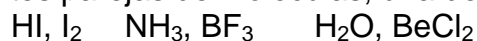
22.- Determina qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- a) 0,5 mol de SO_2 .
- b) 14 gramos de nitrógeno molecular.
- c) 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.
- d) 22,4 gramos de oxígeno molecular.

23.- Al analizar una muestra que contiene Fe^{3+} , se da como resultado el siguiente dato: 4 ppm de Fe^{3+} , ¿qué significa dicho dato?

- a) Que hay 4 mg de Fe^{3+} por cada cm^3 de disolución.
- b) Que hay 4 mg de Fe^{3+} por cada litro de disolución.
- c) Que hay 4 mg de Fe^{3+} por cada m^3 de disolución.
- d) Que hay 4 g de Fe^{3+} por cada litro de disolución.

24.- En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar, y la otra, apolar:



Indica cuáles son las moléculas polares de cada grupo.

- a) HI, BF_3 y $BeCl_2$
- b) I_2, BF_3 y $BeCl_2$
- c) HI, NH_3 y $BeCl_2$
- d) HI, NH_3 y H_2O

25.- Un proceso será siempre espontáneo si es:

- a) exotérmico y con aumento de desorden.
- b) endotérmico y con disminución de desorden.
- c) exotérmico y con aumento de orden.
- d) endotérmico y con aumento de desorden.

26.- El compuesto químico $AgNO_3$ es muy soluble en:

- a) CS_2 .
- b) CCl_4 .
- c) Agua.
- d) benceno.

27.- El número atómico de un elemento químico A es $Z = 23$, ¿cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para A^{2+} ?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- c) Es un elemento químico representativo.
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

28.- En una mezcla de nitrógeno y oxígeno hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno. Si la presión parcial de nitrógeno es 0,3 atm, la presión total será:

- a) 0,6 atm
- b) 0,9 atm

- c) 1,2 atm
- d) 1,5 atm

29.- ¿Qué tipo de enlace hay que romper para fundir el hielo?

- a) Enlace de hidrógeno.
- b) Enlace covalente.
- c) Enlace iónico.
- d) Ninguno, las moléculas no están enlazadas.

30.- El pH de una disolución de acetato amónico es aproximadamente 7, lo cual se puede explicar porque:

- a) La disolución es muy diluida.
- b) El acetato amónico es un electrolito débil.
- c) Las sales de ácidos y bases débiles son neutras.
- d) Los iones amonio y acetato se hidrolizan aproximadamente en la misma magnitud.

31.- Definiendo la electronegatividad como la tendencia que tiene un elemento químico para atraer electrones hacia sí mismo, el elemento químico más electronegativo será:

- a) Un gas noble.
- b) Un metal alcalino.
- c) El flúor.
- d) El oxígeno.

32.- En una reacción química entre gases existirá un aumento en la entropía si:

- a) El número de moles de los productos de reacción es mayor que el de los reactivos.
- b) El número de moles de los productos de reacción es menor que el de los reactivos.
- c) El número de moles de los productos de reacción es igual que el de los reactivos.
- d) En la reacción solamente se producen compuestos químicos sólidos.

33.- Responda cual de las siguientes cuestiones es la verdadera:

- a) El incremento de la entalpía depende del número de etapas en que se verifica la reacción.
- b) La variación de entalpía es igual al incremento de la temperatura.
- c) En un proceso espontáneo la variación de energía libre es positiva.
- d) En los procesos exotérmicos la variación de entalpía es negativa.

34.- El trifluoruro de boro, BF_3 , es una molécula no polar, a pesar de que la diferencia de electronegatividades entre el F y el B es considerable. Esto se debe a que:

- a) La suma de los momentos dipolares es menor que cero.
- b) El átomo de B tiene una hibridación sp^3 .
- c) Los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí.
- d) La electronegatividad y el momento dipolar no están relacionados.

35.- Si un proceso es a la vez exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura, se puede afirmar que

- a) $\Delta S > 0$
- b) $\Delta H > 0$
- c) $\Delta G > 0$
- d) $\Delta S < 0$

36.- El nitrógeno tiene un número atómico igual a 7, luego se puede afirmar que el ión nitruro, N^{3-} , tiene:

- a) Un número atómico igual a 10.
- b) Tres electrones desapareados.
- c) Un número atómico igual a 7.
- d) Un radio menor que el átomo de nitrógeno neutro.

37.- En un recipiente cerrado hay 2,5 mol de O_2 a la temperatura de 25 °C y presión de 6 atm. Se eleva la presión a 12 atm inyectando una cantidad de helio que será igual a:

- a) 12 mol.
- b) 2,5 mol.
- c) 6 mol.
- d) 5 mol.

38.- Señale cual de las siguientes cuestiones es correcta:

- a) La energía de ionización siempre es exotérmica.
- b) Las energías de ionización sucesivas de un átomo son cada vez mayores.
- c) Los elementos químicos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización mayores que los de los gases nobles del mismo periodo.
- d) La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental para que gane un electrón.

39.- ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- a) KBr
- b) CH_4
- c) I_2
- d) HCl

40.- El carácter básico del amoníaco se debe a:

- a) Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
- b) La posición del nitrógeno en la tabla periódica.
- c) La ausencia de oxígeno en la molécula.
- d) El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

PRUEBA PRÁCTICA

PROBLEMAS

1. Dada la reacción química correspondiente a la preparación del tetracloruro de carbono según la ecuación química: $\text{CS}_2 (\text{l}) + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4 (\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2 (\text{l})$, determina: a) La entalpía de la reacción química, sabiendo que las entalpías de formación de $\text{CS}_2 (\text{l})$, $\text{CCl}_4 (\text{l})$ y $\text{S}_2\text{Cl}_2 (\text{l})$ son, respectivamente, en kJ mol^{-1} , + 89,7; - 135,44 y - 143,5. b) Si la energía del enlace C-Cl es 322 kJ mol^{-1} , la del enlace Cl-Cl 243 kJ mol^{-1} , la del enlace C=S 477 kJ mol^{-1} y la del enlace S-Cl 255 kJ mol^{-1} , cuál es la energía del enlace entre los átomos de azufre en el S_2Cl_2 .
2. En un reactor de síntesis de amoníaco se producen 1000 t/día.
 - a) Sabiendo que el hidrógeno procede del metano y el nitrógeno del aire, calcule los volúmenes de metano y aire consumidos al día en condiciones normales, sabiendo que un volumen de aire está formado por 80 % de nitrógeno y 20 % de oxígeno y que la reacción química tiene lugar admitiendo que todo el hidrógeno y el nitrógeno que reaccionan se convierte íntegramente en amoníaco.
 - b) Determine la masa de una disolución de ácido nítrico, del 50 % en masa que se puede obtener a partir de 100 t de amoníaco.
3. Se mezclan 50 mL de una disolución que contiene 54,6 g de sulfato amónico en 500 mL de disolución con 75 mL de otra disolución 0,52 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezcla se toman 30 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100 mL de disolución final. Calcule la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar y ppm, suponiendo que los volúmenes son aditivos.
4. En la caldera de una central térmica se consumen cada hora 100 kg de un carbón que contiene 3 % de azufre. Si todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión:
 - a) ¿Qué volumen de dichos gases, medidos en condiciones normales, se liberan por hora en la chimenea?
Para eliminar el dióxido de azufre del proceso anterior se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio; suponiendo que el rendimiento del proceso es del 75 % y que la reacción química que tiene lugar es: $\text{CaCO}_3 + \text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$.
 - b) ¿Qué cantidad de caliza se consumirá por hora?
 - c) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio se obtendría por hora?

Olimpiada de Química curso 2011-2012 de Castilla y León

PRUEBA TEÓRICA

Cuestiones

Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, en blanco 0, y cada incorrecta con – 0,25.

1.- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?

- a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- b) Son dúctiles y maleables.
- c) Se cargan fácilmente al frotarlas.
- d) Ninguna de las anteriores.

2.- La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:

- 1) $\text{Na (s)} \rightarrow \text{Na (g)}$
- 2) $\text{Na (g)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(g)} + 1 \text{ e}^-$
- 3) $\text{Na}^+ \text{(g)} + \text{Cl}^- \text{(g)} \rightarrow \text{NaCl (s)}$

¿En cuál o en cuáles se libera energía?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 1 y 3

3.- ¿Cuál de los siguientes elementos químicos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?

- a) Aluminio.
- b) Carbono (diamante).
- c) Fósforo (blanco).
- d) Potasio.

4.- ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor temperatura de fusión?

- a) KBr.
- b) CH_4 .
- c) I_2 .
- d) HCl.

5.- ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma presión y temperatura?

- a) CH₃OH.
- b) C₂H₆.
- c) C₂H₅OH.
- d) C₆H₆.

6.- Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O₂ disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/mL, la masa de O₂ disuelto en 1,0 L de agua es:

- a) 0,0050 g.
- b) 0,0096 g.
- c) $3,0 \cdot 10^{-7}$ g.
- d) $5,0 \cdot 10^{-6}$ g.

7.- Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, de gas?

- a) CaCO₃.
- b) Li₂CO₃.
- c) SrCO₃.
- d) BaCO₃.

8.- Para una reacción entre gases ideales del tipo: $2 A \rightleftharpoons B + C$; $\Delta G^\circ = + 20 \text{ kcal}$, a 25 °C. Si se parte sólo de A, a 25 °C y 1 atm, en ausencia de B y C:

- a) La reacción se produce hasta que $\Delta G^\circ = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
- b) La reacción no se produce espontáneamente.
- c) La reacción directa es siempre espontánea en todas las condiciones.
- d) Por ser gases ideales, el equilibrio no depende de la temperatura.

9.- Para la siguiente reacción: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$.
- b) $\Delta S = 0$.
- c) $\Delta S > 0$.
- d) $\Delta S^\circ = 0$ para Cl₂ (g).

10.- El gas X es soluble en agua. Si una disolución acuosa de X se calienta, se observa el desprendimiento de burbujas del gas X. De este hecho, se deduce que:

- a) El proceso de disolución de X en agua es exotérmico.
- b) El proceso de disolución de X en agua es endotérmico.
- c) ΔG° es positivo para el proceso de disolución de X en agua.
- d) ΔG° es negativo para el proceso de disolución de X en agua.

11.- En las mismas condiciones de presión y temperatura, si 1 L de nitrógeno reaccionan con 3 L de hidrógeno, el volumen de amoníaco que podrá obtenerse será:

- a) 2 L.
- b) 4 L.
- c) 1,5 L.
- d) 3 L.

12.- ¿Cuál es la propuesta correcta?:

- a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas de CO₂ es $18,069 \cdot 10^{23}$.
- b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre igual a 22,4 L.
- c) Por tratarse de un gas ideal, el volumen que ocupa no varía con la presión.
- d) El número de moles de átomos que contiene un mol de moléculas de dicho gas es $6,02 \cdot 10^{23}$.

13.- Considerando los volúmenes aditivos, al mezclar 1 L de disolución de ácido clorhídrico 0,01 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,1 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:

- a) 0,11 M.
- b) $1,28 \cdot 10^{-2}$ M.
- c) $1,4 \cdot 10^{-2}$ M.
- d) $2,8 \cdot 10^{-2}$ M.

14.- Se desea preparar una disolución 0,25 molal de cloruro sódico. Si se parte de 500 g del 90 % de pureza, ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?

- a) 0,030 kg.
- b) 34,18 kg.
- c) 8,50 kg.
- d) 30,76 kg.

15.- ¿Qué volumen de una disolución concentrada 8 M de HCl hay que utilizar para preparar 3 L de una disolución de 2 M de HCl?

- a) 750 mL.
- b) 1333,3 mL
- c) 2250 mL.
- d) 1666,6 mL.

16.- Si un proceso químico se produce con desprendimiento de calor y disminución del desorden termodinámico, podemos afirmar que es:

- a) Espontáneo siempre.
- b) Nunca espontáneo.
- c) Espontáneo a bajas temperaturas.
- d) Espontáneo a altas temperaturas.

17.- Indique cuál de las siguientes reacciones se produce con un cambio de entropía positivo:

- a) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
- b) $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$

- c) $\text{O}_2 (\text{g}) + \text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{O}_3 (\text{g})$
d) $\text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s})$

18.- Si para una determinada reacción, $\Delta H^\circ = - 82,8 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = 58,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$. El valor de ΔG° para esta reacción a 25°C es:

- a) 17370 kJ.
b) - 100,2 kJ.
c) - 141,3 kJ.
d) - 65,7 kJ.

19.- Si para el proceso $2 \text{CH}_4 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{C} (\text{s}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$, la entalpía de reacción es $\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = 150 \text{ kJ}$; ¿Qué valor tendrá la entalpía de formación estándar del metano?

- a) 150 kJ mol^{-1}
b) $- 150 \text{ kJ mol}^{-1}$
c) 75 kJ mol^{-1}
d) $- 75 \text{ kJ mol}^{-1}$

20.- Dado el siguiente equilibrio: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$. ¿Cómo se podría desplazar hacia la derecha?:

- a) Eliminación de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ de la mezcla.
b) Adición de más $\text{O}_2 (\text{g})$ a la mezcla.
c) Adición de $\text{Ne} (\text{g})$ a la mezcla.
d) Aumento del volumen de la mezcla.

21.- Para el equilibrio: $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ a una determinada temperatura, se cumple que:

- a) $K_c = K_p$
b) $K_p = K_c (\text{RT})^2$
c) $K_p = 4 K_c (\text{RT})^2$
d) $K_c = K_p (\text{RT})^2$

22.- Sólo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n , l y m_l) corresponden a un orbital d:

- a) (3, 2, 1)
b) (3, 1, -1)
c) (4, 3, 0)
d) (4, 2, 3)

23.- Si nos desplazamos de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero de la tabla periódica, ¿cuál de las propuestas siguientes es correcta?:

- a) Aumenta el carácter metálico de los elementos químicos.
b) Disminuye el radio atómico.
c) Disminuye la energía de ionización.
d) Disminuye la electronegatividad.

- 24.-** ¿Cuál de las siguientes propuestas sobre el CaO es la correcta?:
- Es un compuesto covalente.
 - Es una sustancia conductora en estado sólido y líquido.
 - La temperatura de fusión será alta, pero la de ebullición será baja.
 - En los nudos de la red cristalina habrá iones Ca^{2+} y O^{2-} .
- 25.-** Una sustancia es una forma de materia que se caracteriza por:
- Tener propiedades distintivas y composición definida.
 - Por estar constituida por un único elemento químico.
 - Por tener siempre estado físico sólido.
 - Por tener propiedades características y cualquier composición.
- 26.-** Si AB_2 es la fórmula empírica de un compuesto químico ¿Qué otra información adicional se necesita para determinar su fórmula molecular?
- La relación estequiométrica de los componentes.
 - El estado físico del mismo.
 - La masa molar.
 - No se necesita información adicional.
- 27.-** De los fertilizantes que se relacionan a continuación, ¿cuál es el que constituye la mejor fuente de nitrogenación del suelo?
- Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.
 - Nitrato amónico.
 - Amoníaco.
 - Nitrato potásico.
- 28.-** El rendimiento teórico de una reacción química en fase gaseosa depende de:
- La estequiometría de la reacción.
 - De la presión.
 - De la temperatura.
 - De la cantidad de reactivo limitante.
- 29.-** Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que:
- Un gramo de átomos de hidrógeno.
 - Un gramo de amoníaco.
 - Un gramo de agua.
 - Un gramo de ácido sulfúrico.
- 30.-** Se calientan 25 L de oxígeno desde 25 °C hasta 425 K a presión constante. ¿Cómo varía el volumen del gas?
- Aumenta a 35,65 litros.
 - Aumenta a 425 litros.
 - Aumenta en una cantidad que depende de la presión.
 - El volumen permanece constante.
- 31.-** Para la reacción química: $\text{Mg(s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$,

¿Cuál es la masa de magnesio que reacciona con 20 cm³ de HCl 2,5 M?

- a) 1,20 g.
- b) 0,31 g.
- c) 0,61 g.
- d) 2,4 g.

32.- 4,0 g de calcio se oxidan en exceso de oxígeno para dar 5,6 g de un óxido de calcio. ¿Cuál es la fórmula de este óxido?

- a) CaO
- b) Ca₂O
- c) CaO₂
- d) Ca₂O₃

33.- Para la reacción química: $2 \text{NaOH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac})$

¿Cuál es el volumen de hidróxido sódico 0,5 M que reaccionara exactamente con 25 cm³ de H₂SO₄ 2M?

- a) 100 cm³.
- b) 200 cm³.
- c) 50 cm³.
- d) 25 cm³.

34.- ¿Cuántos orbitales atómicos pueden existir con un número cuántico principal igual a n?

- a) n orbitales.
- b) n² orbitales.
- c) 2 n orbitales.
- d) 2 n - 1 orbitales.

35.- ¿Cuál es elemento químico cuya configuración electrónica en el estado fundamental es 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵?

- a) cloro.
- b) fósforo.
- c) flúor.
- d) azufre.

36.- No pueden existir en un átomo dos electrones con los mismos números cuánticos. Esto es una consecuencia del:

- a) Principio de Aufbau.
- b) Primera regla de Hund.
- c) Principio de exclusión de Pauli.
- d) Un postulado de Bohr.

37.- El valor de ΔG° a la temperatura de 25 °C para una reacción es igual a - 8,5 kJ · mol⁻¹. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio de esa reacción?

- a) 3,1 · 10².
- b) 3,1 · 10⁻².

- c) 3,1.
- d) 31.

38.- Para el equilibrio: $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

- a) Cuando se adiciona metanol se obtiene más éster.
- b) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda si se añade ácido acético.
- c) La adición conjunta de ácido acético y metanol no afecta al equilibrio.
- d) El equilibrio se desplaza hacia la derecha cuando se añade una cantidad extra de éster.

39.- ¿Cuál es el orden correcto para los valores de la primera energía de ionización de los elementos químicos siguientes?

- a) $\text{He} < \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$
- b) $\text{He} > \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$
- c) $\text{He} > \text{Li} > \text{F} > \text{Ne}$
- d) $\text{He} > \text{Li} > \text{F} < \text{Ne}$

40.- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La adición de un electrón a $\text{O}^- (\text{g})$ es un proceso endotérmico.
- b) La pérdida de un electrón del $\text{Li} (\text{g})$ es un proceso exotérmico.
- c) La adición de un electrón a $\text{F} (\text{g})$ es un proceso endotérmico.
- d) La pérdida de un electrón de $\text{H} (\text{g})$ es un proceso exotérmico.

PRUEBA PRÁCTICA

Problema 1

La reacción de amoníaco (g) con dióxido de carbono (g) produce urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ (dis) y agua (l). Si en el proceso de obtención se hacen reaccionar 450 g de amoníaco con 800 g de dióxido de carbono:

- Escriba la reacción química ajustada.
- ¿Cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante?
- Calcule la masa de urea que se formará.
- ¿Qué masa de reactivo quedara sin reaccionar? ¿Qué volumen ocupará el reactivo en exceso, medido a la presión de 700 mm Hg y 30 °C?

Problema 2

A partir de los datos (todos ellos en kJ mol^{-1}) que se indican, calcular la segunda afinidad electrónica de la molécula O_2 :

$$\Delta H_{\text{sub}}^{\circ}(\text{K}) = 89; \quad 1^{\text{a}}\text{EI}(\text{K}) = 419; \quad 1^{\text{a}}\text{AE}(\text{O}_2) = -48;$$
$$\text{DH}_{\text{R}}^{\circ}(\text{K}_2\text{O}_2) = -2114; \quad \text{DH}_{\text{f}}^{\circ}(\text{K}_2\text{O}_2) = -494,1.$$

Problema 3

Para la reacción: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la $K_c = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ a 227 °C.

En un recipiente de 10,0 litros se introducen 4,00 moles de pentacloruro de fósforo y su temperatura se eleva a 227 °C. Calcular:

- La concentración de las especies que intervienen en la reacción, una vez establecido el equilibrio.
- Los moles de pentacloruro de fósforo que quedan sin reaccionar.
- La presión parcial de cada gas
- Los moles de pentacloruro de fósforo que quedan sin reaccionar si se añade al recipiente 10,0 moles de Cl_2

Problema 4

Una gota, 0,1 mL, de una disolución de ácido clorhídrico del 20 % en masa y una densidad de $1,10 \text{ g}\cdot\text{cm}^3$, se extiende sobre una lámina (0,1 mm) de aluminio. Suponiendo que todo el HCl reacciona con el aluminio cuando la gota traspasa la lámina de un lado a otro, calcule:

- La molalidad de la disolución de ácido clorhídrico
- El volumen de hidrógeno desprendido medido a 27 °C y 101 kPa
- El diámetro del agujero circular producido en la lámina.

Datos: densidad de aluminio: $2,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^3$

Olimpiada de Química curso 2012-2013 de Castilla y León

Prueba teórica

Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, en blanco 0, y cada incorrecta con - 0,25.

1. El número de átomos de cloro presentes en 1,5 moles de cloruro cálcico es:

- a. $1,807 \cdot 10^{24}$.
- b. $9,03 \cdot 10^{23}$.
- c. $6,023 \cdot 10^{23}$.
- d. $1,205 \cdot 10^{23}$.

(Constante de Avogadro = $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

2. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la relación correcta entre las masas de ambos elementos químicos para dicha reacción?

- a. 1/3.
- b. 1/7.
- c. 3/1.
- d. 14/3.

(Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14)

3. ¿Qué masa, en gramos, debe corresponderle a un mol de albaricoques si una docena de ellos tienen una masa de 240 g?

- a. $1,2 \cdot 10^{25}$.
- b. $6,02 \cdot 10^{23}$.
- c. Tan poco que no podría pesarse.
- d. $6,02 \cdot 10^{-23}$.

(Constante de Avogadro = $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

4. La cafeína, uno de los componentes del té y del café, tiene una masa molecular relativa de 194. El análisis cuantitativo indica que la cafeína contiene un 28,9 % de nitrógeno; por ello, el número de átomos de nitrógeno en una molécula de cafeína ha de ser:

- a. 1.
- b. 2.
- c. 4.
- d. 7.

(Masa atómica relativa: N = 14)

5. Si la densidad de una mezcla gaseosa es $0,63 \text{ g L}^{-1}$

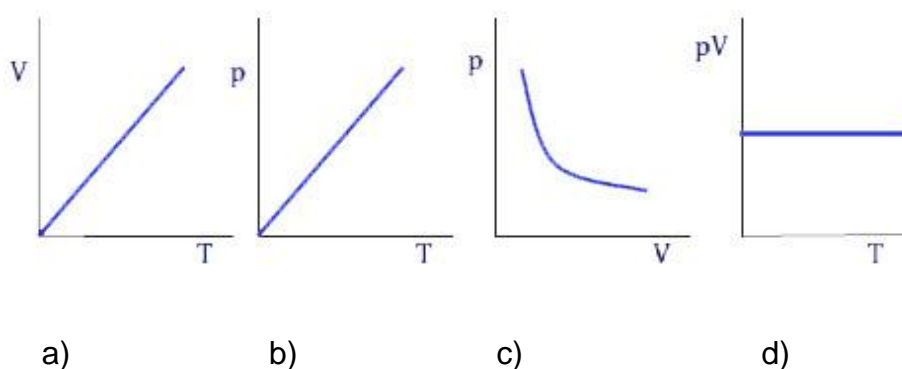
- a. Hay 0,63 g de un gas en cada litro de mezcla.
- b. Hay 0,63 g de mezcla gaseosa en cada litro de mezcla.

- c. Un gramo de mezcla gaseosa ocupa un volumen de 0,63 L.
- d. Un gramo de mezcla gaseosa ocupa un volumen de 630 mL

6. A la presión de 1,50 atm y la temperatura de 293,15 K, una masa gaseosa ocupa un volumen de 10 dm³. En condiciones normales esa masa de gas ocupará:

- a. 13,98 m³.
- b. 0,01398 m³.
- c. 0,01398 L.
- d. 1,398 m³.

7. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas no representa el comportamiento de un gas ideal?



8. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25 °C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?

- a. 15.
- b. 60.
- c. 120.
- d. 240.

9. El carburo de calcio (CaC₂) se prepara por reacción del óxido de calcio (CaO) con carbono (C). En la reacción se desprende monóxido de carbono (CO). ¿Cuántos gramos de carburo de calcio se obtienen al hacer reaccionar 0,13 g de óxido de calcio con un exceso de carbono? ¿Cuántos gramos de carbono se consumen?

- a. 0,13 g de CaC₂ y 5 g de C.
- b. 0,641 g de CaC₂ y 0,12 g de C.
- c. 0,148 g de CaC₂ y 5 g de C.
- d. 0,148 g de CaC₂ y 0,0836 g de C.

(Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

10. Si la densidad de una disolución acuosa de amoníaco es 0,947 g cm⁻³.

- a. La masa de un cm³ de disolución es 0,947 g.
- b. Hay 0,947 g de amoníaco en un cm³ de disolución.
- c. 17 g de disolución ocupan 22,4 L.
- d. 0,947 g de amoníaco ocupan un volumen de 1 cm³.

- 11.** Una disolución acuosa de amoníaco del 26,67 % en masa tiene una densidad igual a $0,902 \text{ g cm}^{-3}$. La densidad de una disolución del 13,14 % en masa será:
- Mayor que $0,902 \text{ g cm}^{-3}$.
 - Menor que $0,902 \text{ g cm}^{-3}$.
 - Aproximadamente la mitad de $0,902 \text{ g cm}^{-3}$.
 - Igual a $0,902 \text{ g cm}^{-3}$.
- 12.** Una disolución acuosa de ácido nítrico del 52,56 % en masa tiene una densidad igual a $1,325 \text{ g cm}^{-3}$. El % en masa de una disolución de densidad $1,150 \text{ g cm}^{-3}$ será:
- Menor que 52,56 %.
 - Mayor que 52,56 %.
 - Aproximadamente igual a 52,56 %.
 - El 63 %.
- 13.** Para obtener una disolución de ácido clorhídrico 0,0135 M a partir de otra 0,135 M hemos de:
- Tomar 1 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 100 mL.
 - Tomar 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 1 mL.
 - Tomar 25 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.
 - Tomar 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.
- 14.** Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:
- 0,15 M.
 - 0,2 M.
 - 0,3 M.
 - No se puede calcular sin conocer V.
- 15.** ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar de soluto es 0,1?
- 0,010.
 - 6,17.
 - 0,610.
 - 0,100.
- (Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16)
- 16.** ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?:
- Un elemento químico es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número atómico.
 - Un elemento químico es una sustancia en la que todos sus átomos tienen el mismo número másico.
 - Dos isótopos de un elemento químico se diferencian en el número atómico.
 - Dos isótopos de un elemento químico se diferencian en el número de electrones.

17. El número máximo de electrones que pueden existir en el subnivel p, en el segundo nivel energético y en el subnivel f son respectivamente:
- 6, 8 y 10.
 - 2, 6 y 8.
 - 6, 8 y 14.
 - 8, 10 y 14.
18. ¿Qué capa será la primera que contenga una subcapa g?
- La que tenga un número cuántico principal $n=3$.
 - La que tenga un número cuántico principal $n=4$.
 - La que tenga un número cuántico principal $n=5$.
 - La que tenga un número cuántico principal $n=6$.
19. El CO_2 es una molécula:
- Apolar.
 - Polar.
 - Poco polar.
 - No es una molécula.
20. En comparación con el momento dipolar del NH_3 , el del O_3 es:
- Menor.
 - Mayor.
 - Aproximadamente igual.
 - El O_3 es apolar.
21. La primera energía de ionización del helio es:
- Mayor que la del hidrógeno.
 - Menor que la del neón.
 - Menor que la del litio.
 - No se puede ionizar.
22. El radio covalente del fósforo es 0,11 nm. ¿Cuál será el radio covalente del cloro?
- 0,50 nm.
 - 0,10 nm.
 - 0,15 nm.
 - 0,20 nm.
23. ¿Cuál es la forma geométrica del ozono, O_3 ?
- Triangular.
 - Angular.
 - Piramidal.
 - Lineal.
24. ¿Qué tipo de hibridación utiliza el átomo central en el ión nitrato, NO_3^- ?
- sp.
 - sp².

- c. sp^3 .
- d. Utiliza un orbital p_z .

25. En un compuesto químico el átomo central presenta hibridación sp^3 cuando su geometría es:

- a. Tetraédrica, angular o piramidal.
- b. Plana, tetraédrica o piramidal.
- c. Angular, piramidal o lineal.
- d. Tetraédrica, angular o lineal.

26. En las siguientes moléculas; O_2 ; N_2 ; Br_2 ; $BrCl$ ¿qué enlace se espera que tenga mayor longitud?

- a. El enlace O-O del O_2 .
- b. El enlace N-N del N_2 .
- c. El enlace Br-Br del Br_2 .
- d. El enlace Br-Cl del $BrCl$.

27. De los siguientes compuestos químicos: HF , NH_3 , PH_3 , SiH_4 ; ¿en cuáles deben existir enlaces de hidrógeno?

- a. HF , NH_3
- b. HF , PH_3
- c. NH_3 , PH_3
- d. PH_3 , SiH_4

28. ¿Qué significa que un metal es maleable?

- a. Que es duro.
- b. Que se puede rayar.
- c. Que se puede obtener en hojas delgadas.
- d. Que se puede obtener en hilos.

29. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más probable que sea un gas a una temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión?

- a. MgO .
- b. $C_{10}H_{22}$.
- c. LiF .
- d. B_2H_6 .

30. Cuando una sustancia pura en fase líquida se congela espontáneamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a. ΔG , ΔH y ΔS son todos positivos.
- b. ΔG , ΔH y ΔS son todos negativos.
- c. ΔG , ΔH y son negativos, pero ΔS es positivo.
- d. ΔG , ΔS y son negativos, pero ΔH es positivo.

31. Para una reacción se tiene los siguientes valores: $\Delta H^\circ = -83,2\text{ kJ mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = -246\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$. Calcule la temperatura a la que K_{eq} es $1,04 \cdot 10^3$.

- a. 0,274 K.
 - b. 307 K.
 - c. 274 K.
 - d. No puede determinarse sin ΔG° .
- (Dato: $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

32. El valor de la variación de entropía estándar de una reacción es:

- a. $\Delta S^\circ = 60,4 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.
- b. $\Delta S^\circ = 60,4 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- c. $\Delta S^\circ = 60,4 \text{ J}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ mol}$.
- d. $\Delta S^\circ = 60,4 \text{ kJ mol}$.

33. La variación de energía interna se determina a partir de

- a. El calor que se desprende cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- b. El calor que se absorbe cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- c. El calor que se absorbe o se desprende cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- d. La transferencia de calor si la reacción tiene lugar en un recipiente abierto a presión atmosférica.

34. ¿Cuál de estas especies tiene $\Delta H_f^\circ = 0$?

- a. O^{2-} .
- b. OH^- .
- c. O_2 .
- d. O_2^{2-} .

35. ¿Cuál de los siguientes procesos no conduce a un aumento en la entropía?

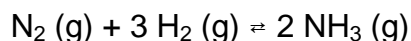
- a. La fusión de hielo a 298 K.
- b. La disolución de NaCl (s) en agua.
- c. El movimiento de los electrones alrededor del núcleo.
- d. La evaporación del agua.

36. A 291 K, las entalpías de formación del amoníaco en los estados gaseosos y líquidos son, respectivamente: $- 46,05 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $- 67,27 \text{ kJ mol}^{-1}$. A partir de estos datos, se puede afirmar que la entalpía de vaporización del amoníaco es:

- a. $- 113,3 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- b. $6,67 \text{ kJ g}^{-1}$.
- c. $- 1,25 \text{ kJ g}^{-1}$.
- d. $1,25 \text{ kJ g}^{-1}$.

(Masas atómicas relativas: $N = 14$; $H = 1$)

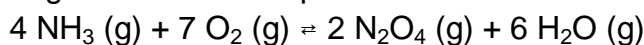
37. En el proceso de formación de amoníaco según esta reacción química:



- a. Un aumento de la presión disminuiría la producción de amoníaco.
- b. Una disminución de la presión aumentaría la producción de amoníaco.

- c. Un aumento de la presión aumentaría la producción de amoníaco.
- d. Una disminución de la presión no modificaría el equilibrio.

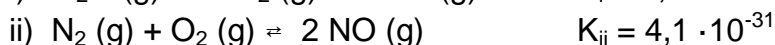
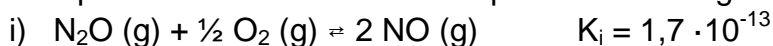
38. Para la siguiente reacción química:



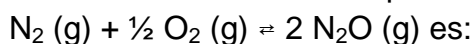
Si inicialmente $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3,60 \text{ mol L}^{-1}$, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0,60 \text{ mol L}^{-1}$, calcule la concentración de equilibrio de $\text{NH}_3 (\text{g})$ en mol L^{-1} .

- a. 3,00.
- b. 2,00.
- c. 2,40.
- d. Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

39. A partir de las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:



El valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:



- a. $7,0 \cdot 10^{-44}$.
- b. $4,2 \cdot 10^{17}$.
- c. $2,4 \cdot 10^{-18}$.
- d. $1,6 \cdot 10^{-9}$.

40. ¿En cuál de los siguientes estados el etanol podría conducir la electricidad?

- a. Sólido.
- b. Líquido.
- c. Gas.
- d. Ninguno.

PRUEBA PRÁCTICA

Problema 1

En un laboratorio puede obtenerse carbonato de sodio (sosa Solvay) por descomposición térmica de hidrogenocarbonato sódico sólido. En el proceso se desprende dióxido de carbono y vapor de agua. Si en un matraz de 2 L se introduce hidrogenocarbonato sódico seco, se elimina el aire y, cerrado, se calienta a $100 \text{ }^\circ\text{C}$, la presión total cuando se alcanza el equilibrio es $0,962 \text{ atm}$.

- a. Escriba la reacción química de descomposición térmica del hidrogenocarbonato sódico sólido.
- b. Determine el valor de la constante de equilibrio (K_p).
- c. Calcule la cantidad de hidrogenocarbonato sódico descompuesto.
- d. Calcule la cantidad de carbonato sódico obtenido.
- e. El carbonato sódico anhidro obtenido se puede disolver en agua y cristalizarlo. Si el rendimiento fuera 80% , determine la cantidad en gramos de carbonato sódico decahidrato que podría obtenerse.

Problema 2

Una disolución contiene un 14 % en masa de cierto soluto. La concentración de dicha disolución tiene el mismo valor numérico cuando se expresa en molaridad que cuando se hace en molalidad. Calcule la densidad de dicha disolución.

Problema 3

En un recipiente a p y T constantes, 1 mol de SO_3 se encuentra disociado en un 90 %. Calcule:

- La masa de SO_2 que debería añadirse a 1 mol de SO_3 en el mismo recipiente y con las mismas condiciones para que $\alpha = 0,8$.
- La relación de volúmenes V_2/V_1 del recipiente entre el equilibrio segundo y el primero.

Problema 4

Una mezcla de 2,6482 g de V_2O_5 y VO_2 se sometió a diferentes operaciones que dieron lugar a 2,248 g de V_2O_3 . Calcule la composición de la mezcla inicial.

Olimpiada de Química curso 2013-2014 de Castilla y León

Prueba teórica

Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, en blanco 0, y cada incorrecta con - 0,25.

1. Un compuesto contiene un 85,7 % en masa de carbono y un 14,3 % en masa de hidrógeno. 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 110 °C y 0,967 atm ocupan un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) CH₂
- b) C₂H₄
- c) C₃H₆
- d) C₄H₈

2. Cuánta masa tiene medio mol de manzanas si cada manzana tiene una masa de 0,15 g.

- a) $4,52 \cdot 10^{22}$ kg
- b) $4,52 \cdot 10^{19}$ kg
- c) $2,01 \cdot 10^{23}$ g
- d) $2,01 \cdot 10^{21}$ kg

3. El carbono natural contiene 1,11 % de ¹³C. Calcule la masa, en gramos, de ¹³C que contienen 100,0 kg de metano, CH₄.

- a) $8,31 \cdot 10^2$
- b) $7,48 \cdot 10^2$
- c) 69,2
- d) 0,831

4. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:

- a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
- b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
- c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
- d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos químicos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

5. La densidad de un gas desconocido es 1,375 veces superior a la del oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura. Por tanto, la masa molar de dicho gas es:

- a) 44 g/mol
- b) 23,27 g/mol
- c) 22 g/mol
- d) Faltan datos

6. La densidad del D_2 , gas, en condiciones normales es:
- 0,09 g L⁻¹
 - 0,18 g L⁻¹
 - 0,27 g L⁻¹
 - 0,71 g L⁻¹
7. ¿Cuál es la fracción molar del agua en 200 g de etanol del 95 % en masa?
- 0,05
 - 0,12
 - 0,60
 - 0,85
8. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:
- 0,15 M
 - 0,2 M
 - 0,3 M
 - No se puede calcular sin conocer V.
9. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 100 mL de agua. Si la densidad de esta disolución, a 20 °C, es 1,10 g cm⁻³, ¿cuál es su molaridad?
- 0,469 M
 - 0,500 M
 - 4,69 M
 - 5,00 M
10. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?
- 5 M
 - 1 M
 - 0,05 M
 - 0,005 M
11. La masa en kg de cobre que puede extraerse de $3,71 \cdot 10^3$ kg de un mineral de este elemento químico de fórmula $CuFeS_2$ es:
- 1285 kg
 - 1,28 g
 - $12,8 \cdot 10^3$ kg
 - 128 kg
12. Si se hacen reaccionar $3,54 \cdot 10^7$ g de $TiCl_4$ con $1,13 \cdot 10^7$ g de Mg según:
- $$TiCl_4 (g) + 2 Mg (l) \rightarrow Ti (s) + MgCl_2 (l)$$
- y se obtienen $7,91 \cdot 10^3$ kg de Ti, el rendimiento del proceso es:
- 0,88 %
 - 88,4 %
 - 8,84 %
 - 44,2 %

13. Una muestra de 0,738 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$ reacciona con $BaCl_2$ en exceso, produciendo 1,511 g de $BaSO_4$. ¿Cuál es la masa atómica de M?

- a) 26,87 g/mol
- b) 268,7 g/mol
- c) 17,83 g/mol
- d) 21,01 g/mol

14. Para la reacción química: $2 X + 3 Y \rightleftharpoons 3 Z$

la combinación de 2,00 moles de X con 2,00 moles de Y produce 1,75 moles de Z. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción química en %?

- a) 43,8%
- b) 58,3%
- c) 66,7%
- d) 87,5%

15. El hidrógeno y el oxígeno se encuentran formando H_2O en la relación en masa 1/8. Si se prepara una reacción química entre 0,18 g de hidrógeno y 0,18 g de oxígeno:

- a) Parte del oxígeno quedará sin reaccionar.
- b) Parte del hidrógeno quedará sin reaccionar.
- c) Todo el hidrógeno quedará sin reaccionar.
- d) Todo el hidrógeno reaccionará con el oxígeno.

16. Cuáles de estos números cuánticos (n , l , m_l , m_s) puede corresponder al último electrón del galio:

- a) 3, 2, 1, -1/2
- b) 4, 1, 0, +1/2
- c) 4, 1, 2, +1/2
- d) 3, 1, -1, -1/2

17. El orden de los radios atómicos entre estas parejas es:

- a) O > Se
- b) Ca < Br
- c) Ba > F
- d) Ra < Cl

18.Cuál de estas sustancias tiene mayor solubilidad en agua:

- a) NaCl
- b) I_2
- c) CCl_4
- d) CuO

19.Cuál de estas sustancias no presenta enlaces de hidrógeno:

- a) H_2O
- b) HF
- c) H_2Te
- d) CH_3OH

20. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

- a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta de una partícula atómica.
- b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- c) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.

d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

21. El número de neutrones de un núcleo de $^{239}_{94}\text{Pu}$ es:

- a) 94
- b) 239
- c) 145
- d) 333

22. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?

- a) Ne y Ar
- b) F^- y Cl^-
- c) Ne y F^-
- d) Na^+ y Na

23. El número atómico de un elemento químico viene dado por:

- a) El año en que fue descubierto ese elemento químico.
- b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
- c) Su masa atómica.
- d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento químico.

24. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos es iónico?

- a) NF_3
- b) NaBr
- c) CCl_4
- d) ICl

25. La temperatura de ebullición del nitrógeno es:

- a) Mayor que el del CO
- b) Menor que el del CO
- c) Hierven a la misma temperatura
- d) Ambos son gases a cualquier temperatura.

26. Los orbitales híbridos que utiliza el átomo de azufre en los enlaces sigma con los átomos de oxígeno del dióxido de azufre se denominan:

- a) sp
- b) sp^2
- c) sp^3
- d) dsp^2

27. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) y Ni(II) son, respectivamente:

- a) Iones s^2d^3 y s^2d^6
- b) Ambos iones son d^5
- c) Iones d^5 y d^8
- d) Ambos iones son d^8

28. El trifluoruro de boro es una molécula cuya forma geométrica es:

- a) Lineal
- b) Plana triangular
- c) Tetraédrica
- d) Piramidal

29. Para los siguientes compuestos químicos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:

- a) F-B-F en el BF_3 (g)
- b) Cl-C-Cl en el H_2CCl_2 (g)
- c) H-O-H en el H_2O (g)
- d) Cl-Be-Cl en el BeCl_2 (g)

30. ¿En cuál de los siguientes compuestos químicos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?

- a) CO_2
- b) NF_3
- c) OF_2
- d) PF_5

31. Si la entalpía de vaporización del agua a 100°C es $40,7\text{ kJmol}^{-1}$, calcule ΔS para la vaporización de $1,00\text{ mol}$ de H_2O (l) a esta temperatura.

- a) 109 J K^{-1}
- b) -109 J K^{-1}
- c) 136 J K^{-1}
- d) 40700 J K^{-1}

32. De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es cierta?

- a) En un proceso adiabático ΔH siempre será igual a cero.
- b) El calor estándar de formación de un elemento químico es negativo.
- c) $Q + W$ es una función de estado.
- d) Cualquier reacción química con $\Delta G > 0$ será muy lenta.

33. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) En un proceso espontáneo la entropía del sistema puede disminuir.
- b) Un proceso espontáneo puede ser endotérmico.
- c) En un proceso espontáneo a presión y temperatura constante la energía solo aumenta cuando realiza trabajo de presión - volumen.
- d) En un proceso espontáneo la variación de la entropía del sistema puede ser nula.

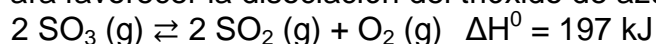
34. Una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada. Por tanto:

- a) El equilibrio se alcanzará rápidamente.
- b) La mezcla de los reactivos puede ser explosiva.
- c) La velocidad no dependerá de las concentraciones de los reactivos.
- d) No se puede decir nada de la velocidad de la reacción.

35. Para la siguiente reacción química: $\text{A (g)} \rightleftharpoons \text{B (g)} + \text{C (g)}$ llevada a cabo a 25°C , la variación de entalpía es menor que cero y la de entropía es mayor que cero.

- a) Para que la reacción química sea espontánea es necesario aumentar la temperatura.
- b) La reacción química será espontánea a cualquier temperatura.
- c) Para que la reacción química sea espontánea es necesario disminuir la temperatura.
- d) La reacción química no es espontánea en ningún caso.

36. Para favorecer la disociación del trióxido de azufre según la reacción química:



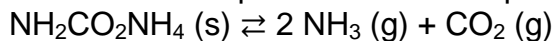
Deberíamos:

- a) Aumentar la presión del reactor y aumentar la concentración de SO_3 .
- b) Aumentar la concentración de SO_3 y aumentar el volumen del reactor.
- c) Disminuir la temperatura y retirar SO_2 del reactor.
- d) Añadir un catalizador y aumentar la concentración de oxígeno.

37. El equilibrio: $\text{N}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{N} (\text{g})$ a temperatura constante.

- a) No varía si se añade Ar a presión constante.
- b) No varía si se introduce Ar a volumen constante.
- c) No varía si se reduce el volumen del recipiente.
- d) Solo cambia si se modifica la presión.

38. Para la reacción química de descomposición de carbamato de amonio:



en el equilibrio la presión total del gas es 0,843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

- a) 0,0222
- b) 0,00701
- c) 0,843
- d) 0,0888

39. Para la reacción química: $3 \text{Fe} (\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{s}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$, la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

- a) $K_p = (K_c)^{-2}$
- b) $K_p = K_c / (RT)^2$
- c) $K_p = K_c$
- d) $K_p = K_c (RT)^2$

40. Mezclamos 20 mL de una disolución que contiene 0,0088 g de nitrato de plata con 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico que ha sido preparada diluyendo 1 mL de ácido clorhídrico comercial (densidad = $1,18 \text{ g cm}^{-3}$ y riqueza = 35 %) a 1 L. Suponiendo que los volúmenes son aditivos ¿se formará precipitado?

- a) Sí, porque el valor de Q es $1,7 \cdot 10^{-10}$
 - b) Sí, porque el valor de Q menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$
 - c) No, porque el valor de Q menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$
 - d) Sí, porque el valor de Q es mayor de $1,7 \cdot 10^{-10}$
- ($K_{ps} (\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$)

PRUEBA PRÁCTICA

Problema 1

Se preparó una mezcla para la combustión de SO_2 abriendo una llave que conectaba dos cámaras separadas, una con un volumen de 2,125 L de SO_2 a una presión de 0,750 atm y la otra, con un volumen de 1,500 L y llena de O_2 a 0,500 atm. Los dos gases se encuentran a una temperatura de 80 °C.

- a) Calcule la fracción molar del SO_2 en la mezcla y la presión ejercida por ésta.
- b) Si la mezcla se pasa sobre un catalizador para la formación de SO_3 y posteriormente vuelve a los dos recipientes originales conectados, calcule las fracciones molares y la presión total en la mezcla resultante. Suponga que la conversión del SO_2 es total considerando la cantidad de O_2 con la que se cuenta.

Problema 2

El tetraóxido de dinitrógeno (g) está parcialmente disociado en dióxido de nitrógeno (g). Si a la temperatura de 25 °C y 1 atm de presión, la densidad de la mezcla es 3,12 g/L, calcule:

- El valor del grado de disociación del N_2O_4 .
- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- Los valores de las constantes K_p y K_c .

Problema 3

Teniendo en cuenta que la constante del producto de solubilidad del carbonato de bario (BaCO_3) es $5,0 \cdot 10^{-9}$ y la solubilidad el sulfato de bario (BaSO_4) es $2,45 \cdot 10^{-3}$ g/L, conteste a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los dos compuestos químicos tiene menor solubilidad en agua?
- ¿Cuál es la solubilidad, expresada en g/L, de cada uno de los dos compuestos químicos en una disolución de nitrato de bario de concentración $2 \cdot 10^{-3}$ M?
- ¿Qué cantidad de cloruro de bario hay que añadir a 0,5 L de una disolución que contiene los aniones CO_3^{2-} y SO_4^{2-} en concentración 10^{-4} M de cada uno de ellos, para que empiece a precipitar el sulfato de bario?
- Si en la disolución del apartado anterior continuamos añadiendo cloruro de bario hasta que empieza a precipitar el carbonato de bario, ¿cuál es la concentración de sulfato que permanece en disolución en ese momento?
- ¿Qué masa de sulfato de bario se habrá formado hasta ese momento?

Problema 4

Los tubos de estaño de los órganos de las iglesias muy frías sufren la llamada “peste del estaño”, donde el estaño metálico (estaño blanco) se transforma en estaño gris (forma no metálica de aspecto pulverulento). A partir de los siguientes datos determine por debajo de qué temperatura se produce la peste del estaño:

	ΔH_f^0 (kJ mol ⁻¹)	S^0 (J mol ⁻¹ K ⁻¹)
Sn (blanco)	0,00	51,55
Sn (gris)	- 2,09	44,14

Olimpiada de Química año 2015 de Castilla y León

Prueba teórica

Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, en blanco 0, y cada incorrecta con - 0,25.

1. El sulfato de cobre hidratado es de color azul. Cuando se calienta y pierde su agua de hidratación se vuelve blanco. Con cuántas moléculas se encuentra hidratada esta sal si al calentar en un crisol 0,3428 g del sólido azul, encontramos que la masa final de sólido blanco en el crisol es 0,2192 g

- a) 2 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)
- b) 3 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$)
- c) 4 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)
- d) 5 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

2. Se tiene una bombona de N_2 de 50 L en un laboratorio en el que la temperatura es 20 °C. La lectura del manorreductor que hay conectado a la bombona es 100 bares. ¿Cuál es la densidad del gas contenido en la bombona? **Dato:** 1 atm = 1,0134 bares.

- a) 115 g/cm³
- b) 115 g/L
- c) 0,115 g/L
- d) 11,5 g/cm³

3. Se dispone de dos disoluciones. La primera es de ácido clorhídrico de concentración 0,3 M y la segunda es del mismo ácido y de 0,2 M.

- a) La cantidad de ácido en 20 mL de la primera es igual a la cantidad de ácido en 30 mL de la segunda.
- b) Si mezclamos 20 mL de la primera con 20 mL de la segunda, la concentración resultante del ácido es 0,5 M.
- c) La concentración del ácido en 20 mL de la primera es igual a la de 30 mL de la segunda.
- d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

4. Un vino tinto tiene una densidad de 0,995 kg/L y una graduación de 11 °. Ese valor es, en realidad, un porcentaje en volumen del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) que contiene el vino. ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino, si la densidad del etanol es 0,793 kg/L?

- a) 2,375 M
- b) 0,1893 M
- c) 1,893 M
- d) 0,2375 M

5. El nombre específico del objeto de laboratorio de la siguiente imagen es:



- a) Matraz erlenmeyer
 - b) Matraz kitasato
 - c) Bureta
 - d) Pipeta
6. Cuál de estas sustancias no presenta enlaces de hidrógeno:
- a) H₂O
 - b) HF
 - c) H₂Te
 - d) CH₃OH
7. Indique que afirmación es correcta para las moléculas: HCN, H₂S, CF₄ y O₂:
- a) H₂S y O₂ son moléculas polares.
 - b) Sólo tienen geometría lineal H₂S y HCN.
 - c) Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
 - d) O₂ y HCN presentan algún enlace múltiple.
8. En un recipiente cerrado se produce la reacción química:
- $$2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \quad \Delta H_r = +113 \text{ kJ}$$
- ¿Qué debemos hacer para evitar la formación de NO y O₂?
- a) Aumentar el volumen del recipiente y mantener constante la temperatura.
 - b) Disminuir el volumen sin controlar la temperatura.
 - c) Disminuir la temperatura.
 - d) Retirar el oxígeno que se va formando y sustituirlo por un gas inerte.
9. Tenemos una disolución 0,1 M de NaCl y 10⁻² M de Na₂CrO₄. Sabiendo que K_{ps} (AgCl) = 1,2 · 10⁻¹⁰ y K_{ps} (Ag₂CrO₄) = 1,7 · 10⁻¹², ¿qué ocurrirá si le añadimos poco a poco una disolución 10⁻³ M de AgNO₃?
- a) Precipitará primero el cromato de plata porque su constante de solubilidad es menor que la del cloruro de plata.
 - b) Precipitará primero el cromato de plata porque la concentración del cromato sódico es menor que la del cloruro sódico.
 - c) No se formará ningún precipitado porque la concentración del nitrato de plata que se añade es menor que la de cloruro sódico y que la del cromato sódico
 - d) Precipita primero el cloruro de plata porque es lo que indican los valores de las concentraciones y las constantes.
10. ¿Cuál de estas configuraciones electrónicas corresponde al elemento con mayor afinidad electrónica?
- a) 1s² 2s² 2p³
 - b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

- c) $1s^2 2s^2 2p^5$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

11. ¿Cuál es el valor correcto para la lectura del volumen en la bureta de la figura?



- a) 22,3 mL
 - b) 22,30 mL
 - c) 22,36 mL
 - d) 22,40 mL
12. El análisis de un compuesto químico que sólo contiene Mg, P y O da los valores 21,8 % Mg, 27,7 % P y 50,3 % O. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- a) $MgPO_2$
 - b) $MgPO_3$
 - c) $Mg_2P_2O_7$
 - d) $Mg_3P_2O_8$
13. ¿Para cuál de las siguientes especies ΔH_f° es distinta de cero?
- a) $Br_2(l)$
 - b) $Fe(s)$
 - c) $I_2(s)$
 - d) $O_3(g)$
14. ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo gaseoso de fósforo, P, en su estado fundamental?
- a) 1
 - b) 3
 - c) 5
 - d) 7
15. El concepto de resonancia se usa para describir estructuras moleculares que:
- a) Oscilan entre dos estructuras.
 - b) Tienen imágenes especulares.
 - c) Pueden tener distintos isómeros.
 - d) Tienen más de una estructura de Lewis posible.
16. Para las siguientes sustancias, ¿cuál es la secuencia correcta en la que va aumentando el número de oxidación del oxígeno?
- a) O_2, H_2O, OF_2, H_2O_2
 - b) H_2O, H_2O_2, O_2, OF_2
 - c) H_2O_2, O_2, H_2O, OF_2
 - d) OF_2, O_2, H_2O_2, H_2O

17. El óxido de mercurio(II), HgO, se descompone al calentar de acuerdo con la ecuación química: $2 \text{HgO (s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg (l)} + \text{O}_2 \text{(g)}$

¿Cuál es la expresión de la constante de equilibrio para ese proceso?

- a) $K = \frac{[\text{Hg}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{HgO}]^2}$
- b) $K = [\text{Hg}]^2 \cdot [\text{O}_2]$
- c) $K = \frac{[\text{Hg}] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{HgO}]}$
- d) $K = [\text{O}_2]$

18. Según la TRPEV, ¿cuál de las siguientes especies tiene todos los átomos en el mismo plano?

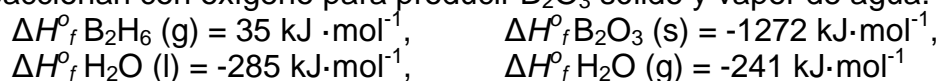


- a) Sólo 1
- b) Sólo 2
- c) Tanto 1 como 2
- d) Ninguna de las dos

19. ¿Cuáles son las fuerzas intermoleculares más fuertes entre moléculas vecinas de tetracloruro de carbono, CCl_4 ?

- a) Fuerzas dipolo-dipolo
- b) Fuerzas de dispersión
- c) Enlaces de hidrógeno
- d) Enlaces covalentes

20. Calcule la cantidad de energía desprendida cuando 0,100 moles de diborano, B_2H_6 , reaccionan con oxígeno para producir B_2O_3 sólido y vapor de agua.



- a) 203 kJ
- b) 216 kJ
- c) 330 kJ
- d) 343 kJ

21. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:

- a) Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.
- b) Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.
- c) A la misma velocidad en el vacío.
- d) Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

22. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.
- b) En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
- c) Los electrones giran a velocidad constante.

- d) Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.
- 23.** Considerando el átomo de Ne y el catión Mg^{2+} :
- Ambos tienen el mismo número de protones.
 - Los dos tienen el mismo número de electrones.
 - El tamaño del catión Mg^{2+} es mayor que el del átomo de Ne.
 - Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.
- 24.** ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la radiación cuya energía es $550 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$?
Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- 0,217
 - 0,419
 - 157
 - 217
- 25.** Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:
- $[\text{Ar}] 3d^5$ y $[\text{Ar}] 3d^7$.
 - Para ambos $[\text{Ar}] d^5$.
 - $[\text{Ar}] d^5$ y $[\text{Ar}] d^8$.
 - Ninguna de las anteriores es correcta.
- 26.** ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H, tenga un electrón en un orbital 4p? ¿Y para un átomo de Ca?
- Es posible en ambos casos.
 - Es sólo posible en el átomo de Ca.
 - No es posible en ninguno de los dos átomos.
 - Es sólo posible en el átomo de H.
- 27.** La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del O_2 . ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación?
Datos: Velocidad de la luz = $2,9979 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, Constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
- $9,232 \cdot 10^{-10} \text{ J}$
 - $8,196 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 - $9,133 \cdot 10^{-21} \text{ J}$
 - $8,214 \cdot 10^{-21} \text{ J}$
- 28.** ¿En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital: i) s, ii) p_x , iii) d_{xy} ?
- i) en todas direcciones ii) en el eje x iii) en los ejes x e y
 - i) en el eje x ii) en el eje y iii) en los ejes x e y
 - i) en todas direcciones ii) en el eje x iii) en las bisectrices de los ejes x e y
 - i) en todas direcciones ii) en el eje y iii) en los ejes x e y
- 29.** Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por:
- Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.

- b) Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.
- c) Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.
- d) Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.

30. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga? **Dato:** Velocidad de la luz, $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

- a) $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
- b) 350 nm
- c) 1800 cm^{-1}
- d) 400 MHz

31. Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_4 y C_2H_2 , señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:

- a) El átomo de carbono en la molécula de CH_4 posee hibridación sp^3 .
- b) La molécula de C_2H_2 es angular.
- c) Los dos átomos de carbono de la molécula C_2H_4 poseen hibridación sp .
- d) La molécula de CH_4 tiene estructura cuadrada plana.

32. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen carácter polar?

1. CH_4 2. CH_3Cl 3. NH_3 4. HCN 5. CO_2

- a) 2, 3, 4 y 5
- b) 1, 2 y 3
- c) 2, 3 y 4
- d) 2, 3 y 5

33. La composición porcentual en masa de H, P y O en un compuesto químico de fórmula H_3PO_4 es:

- a) 4,59 %; 46,92 %; 48,48 %.
- b) 3,69 %; 37,77 %; 58,54 %.
- c) 3,09 %; 31,60 %; 65,31 %.
- d) 2,49 %; 38,24 %; 59,27 %.

34. La fórmula empírica de un ácido orgánico es:

- a) $\text{C}_{3,407}\text{H}_{4,54}\text{O}_{3,406}$
- b) $\text{C}_{6,818}\text{H}_{9,08}\text{O}_{6,812}$
- c) $\text{C}_1\text{H}_{1,33}\text{O}_1$
- d) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

35. La fórmula empírica de un compuesto químico que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K = 24,75 %, Mn = 34,77 % y O = 40,51 % es:

- a) KMnO_4
- b) K_2MnO_4
- c) K_3MnO_4
- d) $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{MnO}_2$

36. El signo de la variación de entropía de la reacción química:

$\text{HCl (g)} + \text{NH}_3 \text{ (g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl (s)}$ es:

- a) $\Delta S > 0$.
- b) $\Delta S < 0$.
- c) $\Delta H < 0$.
- d) $\Delta S = 0$.

37. El momento dipolar del HBr es 0,79 D y la distancia de enlace Br - H = 14 nm.

¿Cuál es el porcentaje de carácter iónico del enlace Br -H?

Dato: $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$

- a) 17,6 %.
- b) 11,7 %.
- c) 41,3 %.
- d) 4,9 %.

38. La forma geométrica de la molécula POCl_3 es:

- a) Cuadrada plana.
- b) Tetraédrica.
- c) Triangular.
- d) Piramidal.

39. ¿Cuál es la diferencia de energía, en eV, entre el estado fundamental del hidrógeno y el estado excitado en el que su electrón emite un fotón de longitud de onda igual a 125 nm para volver al estado fundamental?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$

- a) 13,6 eV.
- b) 9,9 eV.
- c) 10,2 eV.
- d) 1,21 eV.

40. Los átomos de hidrógeno puede absorber radiación ultravioleta de longitud de onda 12160 nm. ¿Entre que niveles tiene lugar esta transición electrónica?

Datos: $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

- a) $n = 1$, $m = 2$.
- b) $n = 1$, $m = 3$.
- c) $n = 1$, $m = 4$.
- d) $n = 2$, $m = 3$.

PRUEBA PRÁCTICA

Problema 1

Se mezclan 70 mL de una disolución 0,23 M de HCl de densidad 1,10 g/cm³, con 4 mL de otra disolución del mismo ácido de riqueza 36 % y densidad 1,18 g/cm³.

- ¿Cuál es la riqueza de la disolución resultante?
- ¿Cuál sería su densidad, suponiendo que los volúmenes son aditivos?
- Qué volumen de esa disolución resultante hemos de tomar para preparar otra de concentración 0,12 M en un matraz de 200 mL.
- ¿Cuántos gramos de magnesio metálico podríamos disolver con la nueva disolución preparada, si sabemos que se forma cloruro de magnesio en disolución y se desprende gas hidrógeno?
- ¿Cuánto volumen más de disolución necesitaríamos para disolver la masa de magnesio calculada, si el rendimiento de ese proceso fuese del 83 %?

Problema 2

Una disolución contiene los siguientes cationes Ag⁺; Pb²⁺ y Hg₂²⁺ en concentración 10⁻² M. A esta disolución se le va añadiendo lentamente una disolución de NaCl.

- ¿Cuál será el orden de precipitación de los iones en forma de cloruro del metal?
- Considerando que la separación será completa cuando en disolución queda menos del 0,1 % de la concentración inicial, ¿se podrá separar cuantitativamente por precipitación alguno de dichos iones metálicos de la disolución?

Datos: $K_{Ps(AgCl)} = 1,99 \cdot 10^{-10}$ $K_{Ps(PbCl_2)} = 1,58 \cdot 10^{-5}$ $K_{Ps(Hg_2Cl_2)} = 1,25 \cdot 10^{-18}$

Problema 3

Las entalpías de combustión del acetileno (C₂H₂), hidrogeno y etano (C₂H₆) en condiciones estándar son respectivamente - 1297 kJ·mol⁻¹, - 285,8 kJ·mol⁻¹ y - 1550,2 kJ·mol⁻¹

- Escriba completas y ajustadas las tres reacciones de combustión.
- Calcule la entalpia de la reacción de hidrogenación de acetileno a etano:
 - Aplicando la ley de Hess.
 - Considerando los valores de las entalpías de enlace siguientes: H-H = 436 kJ·mol⁻¹; C-H = 414 kJ·mol⁻¹; C-C = 347 kJ·mol⁻¹; C≡C = 812 kJ·mol⁻¹.

Problema 4

Un ciclista consume, durante las carreras, 40 kJ/min de energía por encima de sus necesidades cotidianas. Calcule el volumen de una bebida energética, que contiene una fracción molar de sacarosa 0,02 y tiene una densidad 1,35 g/cm³, que ha de tomar para compensar las necesidades extra de energía al disputar una etapa de 6 horas.

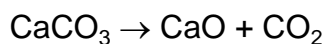
Datos: Fórmula de la sacarosa: C₁₂H₂₂O₁₁;
 $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = - 393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = - 285,8 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H_f^0(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = - 2225 \text{ kJ/mol}$

Olimpiada de Química año 2016 de Castilla y León

Prueba teórica

Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, en blanco 0, y cada incorrecta con – 0,25.

- Con respecto a las energías de ionización primera (I_1) y segunda (I_2) de los elementos químicos flúor, neón y sodio es cierto que:
 - $I_1(\text{Ne}) > I_1(\text{Na})$ y $I_2(\text{Ne}) > I_2(\text{Na})$
 - $I_1(\text{F}) > I_1(\text{Na})$ y $I_2(\text{F}) < I_2(\text{Na})$
 - $I_1(\text{Ne}) > I_1(\text{F})$ y $I_2(\text{Ne}) < I_2(\text{F})$
 - $I_1(\text{F}) > I_1(\text{Na})$ y $I_2(\text{F}) > I_2(\text{Ne})$
- El cloruro de plata es una sal poco soluble en agua. ¿Se disolverá mejor si al disolvente se añade:
 - NaCl?
 - CaCl₂?
 - AgNO₃?
 - En ninguno de los casos anteriores
- Considérese la configuración electrónica del ion Zn²⁺. ¿Cuál de los siguientes elementos químicos tiene la misma configuración electrónica?
 - Ga
 - Ni
 - Cu
 - Ninguno de ellos tiene la misma configuración electrónica que el Zn²⁺.
- El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias cloro (Cl₂), cloruro de sodio (NaCl) y óxido de calcio (CaO) es:
 - CaO < NaCl < Cl₂
 - Cl₂ < CaO < NaCl
 - CaO < Cl₂ < NaCl
 - Cl₂ < NaCl < CaO
- Una fábrica de cemento produce 400 toneladas diarias. El producto contiene un 60% en masa de óxido de calcio que resulta de la descomposición de la piedra caliza (carbonato de calcio) según la reacción química:



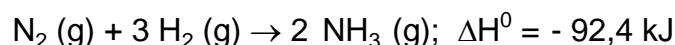
El dióxido de carbono que se lanza diariamente a la atmósfera es:

- a. $4,29 \cdot 10^6 \text{ m}^3$ medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atmósfera
- b. $7,15 \cdot 10^6$ moles
- c. $9,60 \cdot 10^4 \text{ m}^3$ medidos en C.N.
- d. $1,05 \cdot 10^5 \text{ L}$ medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atmósfera

6. El elemento químico del cuarto período del Sistema Periódico cuya configuración electrónica en el estado fundamental posee un mayor número de electrones desapareados es:

- a. Cromo
- b. Manganeso
- c. Hierro
- d. Cobalto

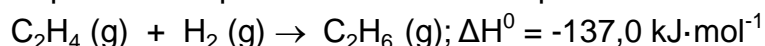
7. Dada la síntesis del amoníaco:



Señalar cuál de las afirmaciones es correcta:

- a. Cuando se forman 17,02 g de amoníaco en condiciones estándar se desprenden 92,4 kJ.
- b. Puesto que la variación de entalpía es negativa, se puede asegurar que el proceso es espontáneo.
- c. Puesto que la variación de entalpía es negativa, el proceso es exotérmico
- d. El calor de formación del amoníaco es 92400 J

8. Del proceso representado por la ecuación termoquímica:



puede decirse que:

- a. Sólo será espontáneo a temperaturas suficientemente bajas.
- b. Sólo será espontáneo a temperaturas suficientemente elevadas.
- c. Será espontáneo a cualquier temperatura.
- d. No será espontáneo a ninguna temperatura.

9. El número atómico del nitrógeno es igual a 7, por tanto el ion nitruro, N^{3-} , tiene:

- a. Un número atómico igual a 10
- b. Tres electrones desapareados
- c. Configuración de gas noble
- d. Un radio iónico menor que el de átomo neutro

10. Con respecto a las moléculas de difluoruro de berilio y difluoruro de oxígeno es cierto que:
- Be-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar
 - O-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar
 - Be-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar
 - O-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar
11. Se quiere incrementar el porcentaje de trióxido de azufre presente en el equilibrio químico dado por la ecuación:
- $$2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g}); \quad \Delta H^0 = - 201,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$
- Indique cuál de las siguientes medidas no sería eficaz para conseguirlo:
- Reducir el volumen del reactor manteniendo la temperatura
 - Disminuir la temperatura manteniendo la presión total del reactor
 - Añadir un exceso de oxígeno al reactor manteniendo el volumen y la temperatura
 - Introducir un gas inerte manteniendo constante el volumen y la temperatura
12. El Cu y el Zn^+ :
- Tienen el mismo número de protones
 - Tienen la misma configuración electrónica
 - Son especies diamagnéticas
 - Tienen distinto número de electrones
13. En una manada de elefantes hay $8,3 \cdot 10^{-23}$ moles de elefantes. Si cada individuo tiene una masa de 9 toneladas, ¿cuánto sumará la masa de todos los elefantes de la manada?
- $4,5 \cdot 10^5$ kg
 - 90 toneladas
 - 45 toneladas
 - $4,5 \cdot 10^7$ g
14. En el cloruro de tionilo, SOCl_2 , el ángulo Cl – S – Cl tiene un valor:
- Entre 109° y 120°
 - Entre 120° y 180°
 - Entre 90° y 109°
 - Menor que 90°
15. Cuando se hace incidir una radiación cuya longitud de onda es 230 nm sobre una superficie de cesio, los electrones emitidos tienen una energía cinética de

$$2,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía de ionización del cesio es:

- a. 5,4 eV
- b. $376 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c. $8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
- d. $5,5 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$

DATOS: $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

16. La temperatura de fusión del NaF es:

- a. Mayor que la del MgO
- b. Menor que la del MgO
- c. Aproximadamente igual que la del MgO
- d. El NaF se descompone antes de fundir.

17. Hacemos incidir sobre el cátodo de una célula fotoeléctrica dos radiaciones de igual longitud de onda. La primera, de intensidad I; la segunda, de intensidad 2I. Podremos decir que:

- a. La energía de los electrones desprendidos por la segunda es mayor que la de los desprendidos por la primera
- b. La velocidad de los electrones desprendidos por la primera será mayor que la de los desprendidos por la segunda
- c. La energía y el número de electrones desprendidos será en ambos casos iguales
- d. El número de electrones que desprende la segunda es mayor que el número de electrones desprendido por la primera

18. Para el flúor, el fluoruro de hidrógeno y el fluoruro sódico, ¿cuál de las secuencias corresponde a un orden decreciente de la temperatura de fusión?

- a. $\text{NaF} > \text{HF} > \text{F}_2$
- b. $\text{NaF} > \text{F}_2 > \text{HF}$
- c. $\text{HF} > \text{NaF} > \text{F}_2$
- d. $\text{F}_2 > \text{HF} > \text{NaF}$

19. Un recipiente de 10 L contiene oxígeno a 25 °C y 6 atm. Se eleva la presión a 10 atm inyectando una cantidad de helio que será igual a:

- a. 1,63 moles
- b. 9,8 g
- c. 2,45 moles
- d. mismo número de moles que los de oxígeno

20. La longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón del hidrógeno pasa de un nivel de $n = 4$ a otro de $n = 2$ es:

- a. 48,63 nm
- b. 4,86 nm
- c. 486,3 nm
- d. $4,86 \cdot 10^{-9}$ m.

Datos: $e = 1,60 \cdot 10^{-19}$ C; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3 \cdot 10^8$ m·s⁻¹;
 $R_H = 1,09678 \cdot 10^7$ m⁻¹

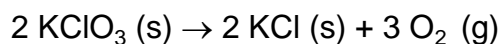
21. Si en una botella de ácido clorhídrico comercial se lee: $d = 1,18$ g cm⁻³, 35 % (m/m) su concentración molal es:

- a. 14,77 m
- b. 1,48 m
- c. 0,148 m
- d. 0,015 m

22. El calor de formación del gas amoníaco es $-45,9$ kJ·mol⁻¹ y las energías de disociación (energía necesaria para romper una molécula) del nitrógeno y del hidrógeno son, respectivamente, $+945,4$ kJ·mol⁻¹ y $+436,0$ kJ·mol⁻¹. De estos datos deducimos que la energía del enlace N-H presente en la molécula de amoníaco es:

- a. $-390,9$ kJ·mol⁻¹
- b. $-766,4$ kJ·mol⁻¹
- c. $-475,8$ kJ·mol⁻¹
- d. $+360,3$ kJ·mol⁻¹

23. Una muestra de 3,00 g de KClO₃ se descompone según la reacción química:



Y se recoge el oxígeno a 24,0 °C y 0,982 atm. ¿Qué volumen de oxígeno se obtiene suponiendo un rendimiento del 100 %?

- a. 304 mL
- b. 608 mL
- c. 911 mL
- d. 1820 mL

24. ¿Cuál de las opciones contiene solamente moléculas apolares?

- a. H₂O, BeCl₂ y BF₃
- b. I₂, BF₃ y BeCl₂
- c. HI, I₂ y NH₃
- d. HI, H₂O y NH₃

25. Para una disolución saturada de $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, la solubilidad es igual a:
- La concentración de Mg^{2+} .
 - La concentración de Mg^{2+} dividida por 3
 - La concentración de Mg^{2+} multiplicada por 3
 - La concentración de Mg^{2+} dividida por 2
26. La combustión total de 5,00 g de una mezcla de metano (CH_4) y propano (C_3H_8) produjo 7,20 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales de presión y temperatura. El porcentaje en masa de metano en la mezcla debe ser entonces:
- 66,0 %
 - 34,0 %
 - 25,8 %
 - 84,2 %
27. La geometría más probable del ión nitrato es:
- Angular
 - Tetraédrica
 - Triangular
 - Piramidal
28. ¿Cuál es el orden de enlace en la molécula de dinitrógeno, N_2 :
- Uno
 - Dos
 - Tres
 - Cuatro
29. ¿Qué cantidad de átomos de cobre hay en una pieza metálica que contiene 2 g de este elemento químico?
- 0,0315
 - $1,90 \cdot 10^{22}$
 - $5,58 \cdot 10^{22}$
 - 0,124
30. Se ha preparado una disolución con 4,0 g de hidróxido de sodio y 63 g de agua. Se sabe que 10,0 mL de la misma tienen una masa de 12,0 g. Su molaridad será:
- $2,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- b. $1,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- c. $1,8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- d. $2,8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

31. En una célula fotoeléctrica el trabajo de extracción de un electrón del cátodo es $3,4 \text{ eV}$. Al hacer incidir sobre el cátodo una radiación monocromática de 224 nm se desprenderán electrones con una energía cinética igual a:

- a. $8,87\cdot 10^{-19} \text{ J}$
- b. $5,45\cdot 10^{-19} \text{ J}$
- c. $3,43\cdot 10^{-19} \text{ J}$
- d. $5,54 \text{ eV}$

Datos: $e = 1,602\cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,626\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

32. ¿Cuál es la expresión de la constante de equilibrio para la reacción química de combustión de 1 mol de metano, teniendo en cuenta que el agua que resulta en el proceso está en estado líquido?

a.
$$K_C = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{O}_2]^2}$$

b.
$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{O}_2}^2}{P_{\text{CO}_2}}$$

c.
$$K_C = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{O}_2]^2}$$

d.
$$K_C = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CH}_4]^2 \cdot [\text{O}_2]^{-4}}$$

33. La afinidad electrónica del hidrógeno tiene un valor:

- a. Positivo
- b. Negativo
- c. Igual al valor de la primera energía de ionización
- d. Igual a cero

34. La forma geométrica del anión clorito es:

- a. Angular
- b. Lineal
- c. Triangular
- d. Piramidal

35. 100 mL de gas xenón reaccionan con 200 mL de gas flúor para originar 100 mL de un único compuesto químico gaseoso. Todos estos volúmenes están medidos

en las mismas condiciones de presión y temperatura. De estos datos deducimos que la fórmula de este compuesto químico gaseoso tiene que ser:

- a. XeF_2
 - b. Xe_2F
 - c. XeF_4
 - d. Xe_4F
- 36.Cuál de estas disoluciones tiene mayor número de iones:
- a. 400 mL de NaCl 0,10 M
 - b. 300 mL de CaCl_2 0,2 M
 - c. 200 mL de FeCl_3 0,1 M
 - d. 200 mL de KCl 0,1 M
37. La molécula de dioxígeno, O_2 , tiene:
- a. Un electrón desapareado
 - b. Dos electrones desapareados
 - c. Tres electrones desapareados
 - d. Es diamagnética
38. En qué se diferencian los isótopos de un elemento químico.
- a. En el número másico
 - b. En el número de protones
 - c. En el número atómico
 - d. En la configuración electrónica
39. Se quieren preparar 500 g de una disolución 1,5 m de hidróxido sódico. ¿Qué masa de soluto debemos tomar?
- a. 0,030 kg
 - b. 28,30 g
 - c. 0,75 kg
 - d. 60,0 g
40. La afinidad electrónica del azufre tiene un valor positivo. La segunda afinidad electrónica es:
- a. Positiva, mayor que la primera
 - b. Positiva, menor que la primera
 - c. Negativa
 - d. No se puede determinar su valor

PRUEBA PRÁCTICA

Problema 1

La blenda es un mineral de sulfuro de cinc (ZnS) del que se obtiene el cinc. La primera etapa del proceso es la obtención de óxido de cinc y dióxido de azufre por tostación del mineral en una reacción química con oxígeno. En la segunda etapa, se hace reaccionar el óxido de cinc con monóxido de carbono para obtener cinc puro y dióxido de carbono. Este monóxido de carbono se obtiene por oxidación de carbón.

- ¿Qué cantidad de óxido de cinc se obtendría por tostación de 500 g de una blenda cuya riqueza es del 60 %?
- ¿Qué cantidad de monóxido de carbono sería preciso para reducir al óxido de cinc obtenido?
- ¿Qué cantidad de cinc se obtendrá si el rendimiento es del 80 %?
- ¿Qué cantidad de carbono se precisaría para obtener esa cantidad de CO necesaria, si el rendimiento es del 50 %?

Problema 2

2.1. Se prepara una disolución disolviendo 2,50 g de NaCl en 550,0 g de H₂O. La densidad de la disolución resultante es 0,997 g·cm⁻³.

- ¿Cuáles son la molalidad (m), la molaridad (M), el tanto por ciento en masa (%) de esta disolución y la fracción molar de cloruro sódico en ella (x)?
- ¿Cuántos cm³ de la disolución anterior hay que tomar para tener 0,0100 moles de ión cloruro?
- Se mezclan 50,0 mL de la disolución de NaCl anterior con 50 mL de AgNO₃ 0,100 M. ¿Cuál será la concentración de Ag⁺ en la disolución si todo el cloruro se precipita como cloruro de plata? Suponga que los volúmenes son aditivos.

2.2. Se necesitan 250 cm³ de una disolución acuosa de amoníaco de densidad $d = 0,950 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y 12,03 % (m/m). En el almacén del laboratorio hay una botella de 1 L de una disolución de NH₃ del 30 % (m/m) y $d = 0,892 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Responda las siguientes cuestiones:

- Como prepararía la disolución que necesita.
- Describe el material de laboratorio que tiene que utilizar.
- Compare los valores de la densidad de ambas disoluciones y proponga una justificación a la variación observada.

2.3. ¿Cómo prepararía una disolución de ácido sulfúrico del 62 % (m/m) a partir de una disolución del 54 % (m/m) y densidad igual a 1,435 g·cm⁻³ y de otra disolución del 92 % (m/m) y densidad igual a 1,824 g·cm⁻³? ¿Cuál sería el valor aproximado de la densidad de la nueva disolución?

Problema 3

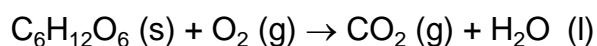
En un recipiente de paredes rígidas, que se mantiene a temperatura constante y en el que inicialmente se ha hecho el vacío, se introduce un gas "A" hasta conseguir una presión inicial de 1,12 atm.

En estas condiciones "A" comienza a disociarse para originar los gases "B" y "C" de acuerdo con la ecuación química: $A(g) \rightleftharpoons 2 B(g) + C(g)$ comprobándose que la presión acaba estabilizándose en un valor de 2,58 atm.

- Justifique por qué la presión en el equilibrio es mayor que la inicial pero inferior al triple de ésta.
- Determine los valores del grado de disociación (α) de A y de la constante de equilibrio (K_p) del proceso en estas condiciones.
- Si una experiencia similar se hubiera llevado a cabo a la misma temperatura pero en un recipiente de menor volumen, justifique qué cambios se observarían, en caso de que se produzcan, en los valores de α y de K_p .

Problema 4

Nuestro organismo obtiene la energía necesaria para realizar las funciones vitales degradando los alimentos que tomamos. Un ejemplo de ello es la degradación de la glucosa:



Una persona ingiere diariamente a lo largo de una semana una cantidad de alimentos equivalente a 356 g de glucosa, calcule:

- La energía suministrada al organismo a lo largo de la semana.
- El volumen de aire, medido a 17 °C y 770 torr que se necesita para la total combustión de la glucosa, suponiendo que el contenido de oxígeno en el aire es del 21 % (v/v).
- El incremento de masa que experimentará esa persona por acumulación de glucosa si a lo largo de la semana practica natación tres días durante 35 minutos cada vez y consume en ese deporte 490 cal/min.

Entalpías de formación estándar:

$C_6H_{12}O_6 (s)$: - 1273,3 kJ/mol

$CO_2 (g)$: - 393,5 kJ/mol

$H_2O (l)$: - 285,8 kJ/mol

Tabla periódica de los elementos químicos

		Grupos																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Períodos		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H 1,01																	2 He 4,00
2		3 Li 6,94	4 Be 9,01				Z X A	Número atómico Símbolo químico Masa atómica en u						5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3		11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,01	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4		19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 51,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,41	31 Ga 69,72	32 Ge 72,64	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5		37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc [98]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6		55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7		87 Fr 223,02	88 Ra 226,03	89 Ac 227,03	104 Rf 261,11	105 Db 262,12	106 Sg 263,12	107 Bh 264,12	108 Hs 265,13	109 Mt 268	110 Ds 269	111 Rg 272	112 Cn 285	113 Uut	114 Fl 289	115 Uup	116 Lv 293	117 Uus	118 Uuo

57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm 144,91	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
89 Ac 227,03	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np 237,05	94 Pu 244,06	95 Am 243,06	96 Cm 247,07	97 Bk 247,07	98 Cf 251,08	99 Es 252,08	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10	103 Lr 262,11

Constantes físico-químicas

Carga elemental (e): $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
 Constante de Avogadro (N_A): $6,022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹
 Unidad de masa atómica (u): $1,6603 \cdot 10^{-27}$ kg
 Constante de Faraday (F): 96490 C mol⁻¹
 Constante molar de los gases (R): $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,08206 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Algunas equivalencias

1 atm = 760 mmHg = $1,013 \cdot 10^5$ Pa
 1 cal = 4,184 J
 1 eV = $1,602 \cdot 10^{-19}$ J
 1 u = 931,5 MeV c⁻²
 1 atm · L = $1,013 \cdot 10^2$ J